化学基础实验汇总

目录

第一部分 化学基本概念实验汇总

实验 1 胶体的制备及其性质

实验 2 探究溶液中离子反应的实质及发生条件

实验 3 配制一定物质的量浓度的溶液

第二部分 常见金属及其应用实验汇总

实验 1 钠的性质

实验 2 过氧化钠与水的反应

实验 3 碳酸钠和碳酸氢钠性质的比较

实验 4 焰色试验

实验 5 氢氧化亚铁的制备

实验 6 铁及其化合物的性质

实验 7 铝及其化合物的性质

第三部分 常见非金属及其应用实验汇总

实验 1 氯气的性质

实验 2 氯水的性质及成分探究

实验 3 氯气的制备及检验

实验 4 二氧化硫的性质

实验 5 用化学沉淀法去除粗盐中的杂质离子

实验 6 不同价态含硫物质的转化

实验 7 喷泉实验

实验 8 铵盐的性质

实验 9 氨气的制备

实验 10 硝酸的性质

第四部分 化学反应原理实验汇总

实验 1 化学反应的吸热和放热现象

实验 2 中和反应反应热的测定

实验 3 原电池的工作原理

实验 4 电解池的工作原理

实验 5 简单的电镀实验

实验 6 制作简单的燃料电池

实验 7 铁钉的吸氧腐蚀实验

实验 8 牺牲阳极法实验

实验 9 探究影响化学反应速率的因素

实验 10 探究影响化学平衡移动的因素

实验 11 弱电解质的电离

实验 12 强酸与强碱的中和滴定

实验 13 盐类的水解及其应用

实验 14 沉淀的溶解、生成与转化

第五部分 有机化学基础实验汇总

实验 1 重结晶法提纯苯甲酸

实验 2 甲烷和氯气的反应

实验 3 乙烯的化学性质

实验 4 乙炔的实验室制取

实验 5 苯及其同系物的性质

实验 6 卤代烃的化学性质

实验 7 醇的化学性质

实验 8 酚的化学性质

实验 9 醛的氧化反应实验

实验 10 羧酸的酸性实验

实验 11 乙酸乙酯的制备与性质

实验 12 有机化合物中常见官能团的检验

实验 13 糖类的性质

实验 14 蛋白质的性质

实验 15 酚醛树脂的制备

第六部分 物质结构与性质实验汇总

实验 1 同主族、同周期元素性质的递变

实验 2 探究相似相溶原理

实验 3 简单配合物的形成

第一部分 化学基本概念实验汇总

01 胶体的制备及其性质

一、氢氧化铁胶体的制备

1.实验原理： 氯化铁溶液属于强酸弱碱盐，在加热时促进其水解，形成胶体。化学方程式：

$$FeCl_3+3H_2O \xrightarrow{\triangle} Fe(OH)_3(胶体)+3HCl$$

2.实验步骤： 取两个 100 mL 小烧杯，分别加入 40 mL 蒸馏水和 40 mL $CuSO_4$ 溶液。将烧杯中的蒸馏水加热至沸腾，向沸水中逐滴加入 5~6 滴 $FeCl_3$ 饱和溶液。继续煮沸至液体呈红褐色，停止加热。观察制得的 $Fe(OH)_3$ 胶体。

实验装置

滴加饱和氯化铁溶液

溶液呈红褐色

3.实验现象： 溶液呈红褐色。

4.注意事项：

(1)实验操作中必须用饱和氯化铁溶液，而不能用稀氯化铁溶液，原因是氯化铁溶液浓度过稀，不利于氢氧化铁胶体的形成。

(2)向沸水中滴加饱和氯化铁溶液，而不是直接加热饱和氯化铁溶液，否则会因为溶度过大直接生成氢氧化铁沉淀，而无法得到氢氧化铁胶体。

(3)实验中必须用到蒸馏水，而不能用自来水。原因是自来水中含其他离子，杂质较多，易使制备的胶体发生聚沉，导致实验失败。

(4)往沸水中滴加饱和氯化铁溶液后，可稍微加热煮沸，但不宜长时间加热，原因是长时间的加热，能够导致氢氧化铁胶体聚沉。

二、胶体的性质——丁达尔效应

1.实验原理： 丁达尔效应是由于胶体粒子对光线的散射(光波偏离原来方向而分散传播)形成光亮的“通路”。

2.实验步骤： 把盛有硫酸铜溶液和氢氧化铁胶体的烧杯置于暗处，分别用激光笔(或手电筒)照射烧杯中的液体，在与光束垂直的方向进行观察，并记录实验现象。

$Fe(OH)_3$ 胶体

$CuSO_4$ 溶液

3.实验现象： 当光束通过氢氧化铁胶体时，可以看到一条光亮的“通路”；而光束通过硫酸铜溶液时，则看不到此现象。

4.注意事项： (1)操作时烧杯应置于暗处。(2)观察时应在与光束垂直的方向进行观察。

【理·考点精要】

1. 氢氧化铁胶体制备注意事项

(1)自来水含有电解质等，易使胶体聚沉，需用蒸馏水制备。

(2)$FeCl_3$ 溶液要求是饱和的，是为了提高转化效率，若浓度过稀，不利于 $Fe(OH)_3$ 胶体的形成。

(3)可稍微加热沸腾，但不宜长时间加热，否则胶体会聚沉。

(4)边滴加 $FeCl_3$ 饱和溶液边振荡烧杯，但不能用玻璃棒搅拌，否则会使 $Fe(OH)_3$ 胶体微粒形成大颗粒沉淀析出。

2．书写 $Fe(OH)_3$ 胶体制备化学方程式的四个易错点

(1)用“═══”而不用“$\rightleftharpoons$”；

(2)$Fe(OH)_3$ 分子式后注明胶体而不使用“↓”符号；

(3)反应条件是“△”；

(4)HCl 后不能标“↑”符号。

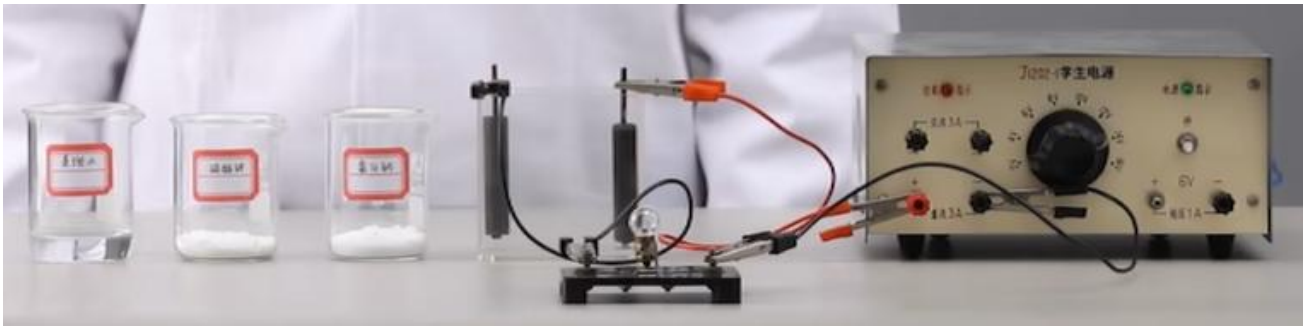
3．丁达尔效应是区分胶体与溶液的一种常用物理方法。

02 探究溶液中离子反应的实质及发生条件

一、物质的导电性

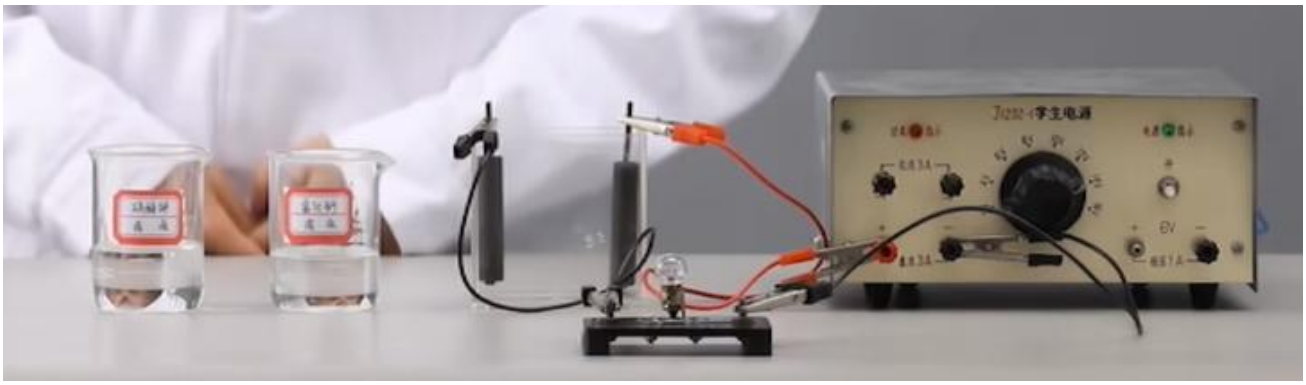
1.实验原理：干燥的 NaCl 固体、KNO_3 固体和蒸馏水不含自由移动的带电粒子，在通电的条件下不会导电；NaCl 溶液、KNO_3 溶液含有自由移动的带电粒子，在通电的条件下会导电。

2.实验步骤：(1)在三个烧杯中分别加入干燥的 NaCl 固体、KNO_3 固体和蒸馏水，如图所示连接装置，将石墨电极依次放入三个烧杯中，分别接通电源，观察并记录现象；



实验装置

(2)取上述烧杯中的 NaCl 固体、KNO_3 固体各少许，分别加入另外两个盛有蒸馏水的烧杯中，用玻璃棒搅拌，使固体完全溶解形成溶液。如图所示，将石墨电极依次放入 NaCl 溶液、KNO_3 溶液中，分别接通电源，观察并记录现象；



3.实验现象：

(1)将石墨电极分别放入固体 NaCl、KNO_3 和蒸馏水中，接通电源后，小灯泡不发光。

(2)将固体 NaCl、KNO_3 分别加入两个盛有蒸馏水的烧杯中，形成溶液，再放入电极，接通电源，小灯泡都会发光。

4.注意事项：

(1)固体 NaCl、KNO_3 必须干燥。

(2)严格地说，蒸馏水也能导电，只是导电能力非常弱，用上述实验装置不能测出。

二、离子反应发生的条件

1.实验原理： 生成沉淀、放出气体或生成水，只要具备上述条件之一，离子反应就能发生。

2.实验步骤： 向盛有 2mL Na_2SO_4 稀溶液的试管中加入 2 mL $BaCl_2$ 稀溶液，观察现象并分析。

3.实验现象： 有白色沉淀生成。

4.结论分析： 混合前溶液中微粒：Ba^{2+}、Cl^-、Na^+、SO_4^{2-}

混合后溶液中微粒：Na^+、Cl^-

微粒变化：Na^+、Cl^-没有变化，Ba^{2+}、SO_4^{2-}变少

从微观角度看，其实质是：$Ba^{2+}+SO_4^{2-}=BaSO_4\downarrow$

5.注意事项：

(1)所用试剂必须纯净，不能含有杂质。(2)要逐滴滴加，并充分振荡。

【理·考点精要】

1．电解质的导电原理

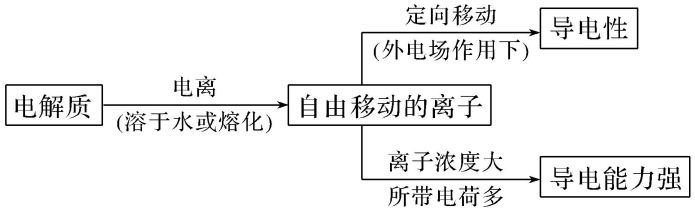
熔融电解质或电解质溶液中的导电微粒是自由移动的阴、阳离子，它们在外电场作用下能产生定向移动从而导电。

2．电解质溶液导电能力大小的影响因素

(1)电解质溶液导电能力的大小取决于溶液中自由移动离子的浓度和离子的电荷数。

(2)温度升高时，弱电解质电离程度增大，离子浓度增大，导电性会增强；但强电解质溶液的导电性几乎不变。

3．电解质导电性与导电能力强弱的判断



4．电解质导电注意事项：

(1)一般来说，对于 NaOH、KCl 等可溶性的碱和盐，在水溶液和熔融状态都可以导电。

(2)有些难溶于水的电解质只在熔融状态下才能导电，难溶性的盐如 $BaSO_4$、金属氧化物如 Fe_2O_3。

(3)像 HCl、H_2SO_4 等酸只能在水溶液才可以导电，但熔融状态下不导电。

5．离子反应的类型与发生的条件

(1)离子反应类型： 复分解反应

(2)发生的条件：

①生成气体　如：$NH_4^+ + OH^- \xrightarrow{\triangle} NH_3\uparrow + H_2O$　　$H^+ + HCO_3^- = CO_2\uparrow + H_2O$

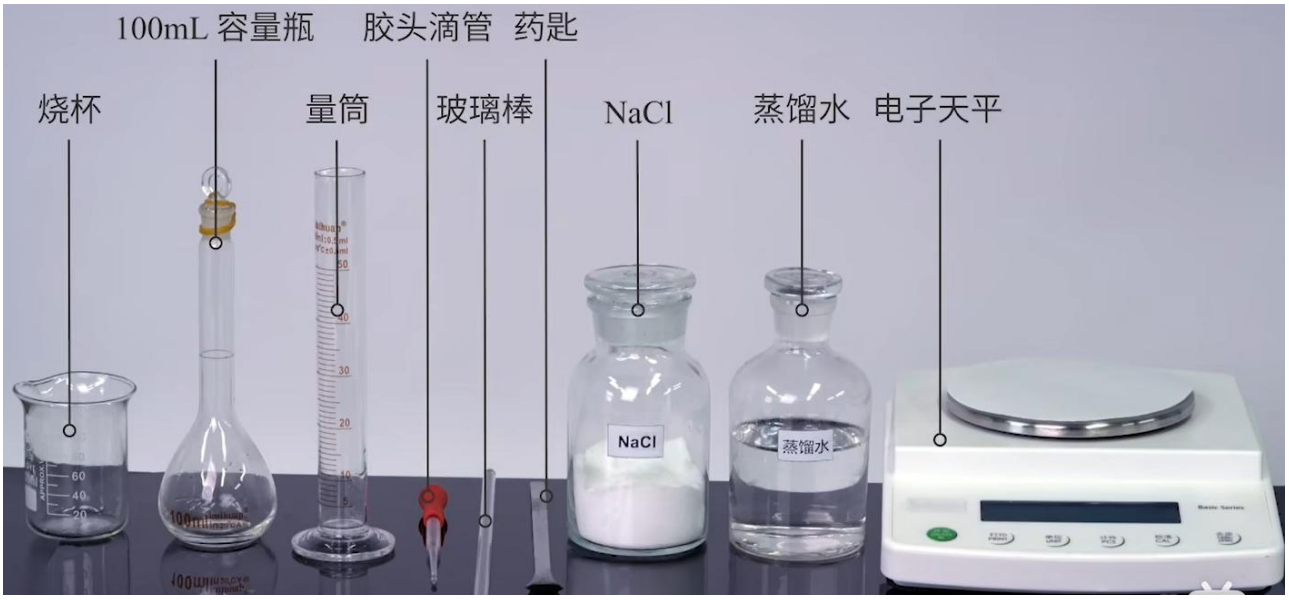
②生成沉淀　如：$Ag^+ + Cl^- = AgCl\downarrow$　　$Cu^{2+} + S^{2-} = CuS\downarrow$　　$2AgI + S^{2-} = Ag_2S + 2I^-$

③生成弱电解质　如：$H^+ + OH^- = H_2O$　　$H^+ + F^- = HF$　　$NH_4^+ + OH^- = NH_3\cdot H_2O$

03 配制一定物质的量浓度的溶液

一、配制 100 mL 1.00 mol/LNaCl 溶液

1.实验用品：



2.实验步骤：

(1)计算称量：计算需要 NaCl 固体的质量：__5.85__g；根据计算结果，称量 NaCl 固体。

(2)溶解：将称好的 NaCl 固体放入烧杯中，加入适量蒸馏水，用玻璃棒搅拌，使 NaCl 固体全部溶解。

(3)转移：将烧杯中的溶液沿玻璃棒注入 100mL 容量瓶。

(4)洗涤：并用少量蒸馏水洗涤烧杯内壁和玻璃棒 2-3 次，将洗涤液也都注入容量瓶。

(5)振荡：轻轻摇动容量瓶，使溶液混合均匀。

(6)定容：将蒸馏水注入容量瓶，当液面离容量瓶颈部的刻度线 1~2cm 时，改用胶头滴管滴加蒸馏水至溶液的凹液面与刻度线相切。

(7)摇匀：盖好瓶塞，反复上下颠倒，摇匀。

(8)装瓶贴签：将配制好的溶液倒入试剂瓶中，并贴好标签。

4.注意事项：

(1)溶解一般在烧杯中进行，若溶质溶解放热，热溶液需冷却到室温，再转移到容量瓶中，避免溶液受热发生体积变化，使配制的溶液浓度不准确。

(2)溶解和洗涤所用蒸馏水的总体积不能超过所配制溶液的体积，每个容量瓶的规格是固定的，只能配制容量瓶上规定体积的溶液。

(3)摇匀后，会出现容量瓶中的液面低于刻度线的情况，这时不能再向容量瓶中加入蒸馏水，摇匀后，会有少量溶液残留在瓶颈与瓶塞缝隙之间，造成容量瓶的液面低于刻度线。

(4)配好的溶液不能存放在容量瓶中，应及时转移到试剂瓶中，容量瓶是量器，不是容器，不能长时间盛放所配制的溶液。

【理·考点精要】

1. 配制过程中必须强调的三个要点：

(1)实验步骤中易忽视“冷却”“洗涤”。

(2)实验仪器中易忽视胶头滴管和玻璃棒的使用。

(3)实际操作中易犯的错误是“俯视”或“仰视”。

2．配制溶液误差分析

(1)误差分析依据

①依据：用 $c=\frac{n}{V}=\frac{m}{MV}$ 来判断。

②关键：看溶质或溶液量的变化，凡操作使溶质的物质的量减小(或使溶液体积增大)，则所配溶液浓度偏小，反之偏大。

(2)配制一定体积、一定物质的量浓度的溶液实验误差的主要原因及分析

Ⅰ.称量或量取时所引起的误差

① 使所配溶液的物质的量浓度偏高的主要原因及分析

a.天平的砝码沾有其他物质或已锈蚀，导致称量物质的实际值是大于称量值

b.称量时游码忘记归零

c.调整天平零点时，游码放在了刻度线的右端

d.用量筒量取液体时，仰视读数，使所量取的液体的体积增大。(如图 1c)

图1

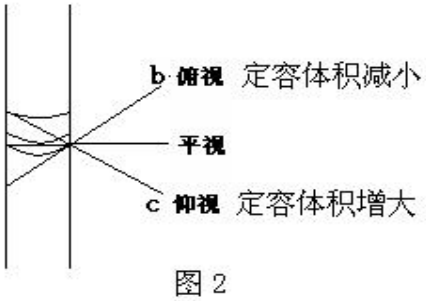


图 2

② 使所配溶液的物质的量浓度偏低的主要原因及分析

a.直接称热的物质，含有水份，称的重，实际质量却小；

b.砝码有残缺，使称取质量减小

c.在敞口容器中称量易吸收空气中其他成分或易于挥发的物质时的动作过慢而变质，使称取质量减小

d.用量筒量取液体时俯视读数，使所量取的液体的体积减小(如图 1b)。

Ⅱ.用于溶解稀释溶液的烧杯未用蒸馏水洗涤，使溶质的物质的量减少，致使溶液的浓度偏低。

Ⅲ.转移或搅拌溶液时有部分液体溅出，使溶质的物质的量减少，致使溶液浓度偏低。

Ⅳ.容量瓶内溶液的温度高于 20℃，造成所量取的溶液的体积小于容量瓶上所标注的液体的体积，使溶液浓度偏高。

Ⅴ.在给容量瓶定容时，仰视读数会使溶液的体积增大(如图 2c)，致使溶液浓度偏低；俯视读数会使溶液的体积减小(如图 2b)，致使溶液浓度偏高。

第二部分 常见金属及其应用实验汇总

01 钠的性质

一、钠的物理性质及常温下与氧气的反应

1.实验原理： $4Na+O_2===2Na_2O$

2.实验步骤： 用镊子取一小块金属钠，用滤纸吸干表面的煤油后，用刀切去一端的外皮，观察钠的表面的光泽和颜色，并注意新切开的钠的表面所发生的变化。

3.实验现象： 金属钠很软，易被小刀切开。刚切开的金属钠为银白色、有金属光泽，放置在空气中，切面很快变暗。

4.实验分析： 金属钠能用小刀切割，说明硬度小；常温下，钠能与空气中的氧气反应生成氧化钠。

$4Na+0_2=2Na_2O$

5.注意事项：

(1)必须用滤纸吸干钠表面的炼油，如果表面有煤油影响钠与氧气反应。

(2)必须放在玻璃片上，不能直接放在桌面上，因为易腐蚀桌面。

(3)钠易被氧化且易燃，未用完的钠必须放回原试剂瓶。

二、钠的化学性质——钠在氧气中燃烧

1.实验原理： 加热条件下，金属钠能在空气中燃烧，生成过氧化钠。$2Na + O_2 \xlongequal{\triangle} Na_2O_2$

2.实验步骤： 把一小块金属钠放到坩埚里，加热，观察现象。

3.实验现象： 钠受热先熔化后燃烧，燃烧时火焰呈黄色，生成淡黄色固体。

4.实验分析：

(1)钠受热易熔化，说明钠的熔点低；

(2)在加热条件下,钠与氧气反应生成淡黄色的过氧化钠固体。$2Na + O_2 \xlongequal{\triangle} Na_2O_2$

5.注意事项：

(1)金属钠必须去除表面的氧化膜。

(2)燃烧时不能放在陶土网或石棉网上，现象不明显。

(3)要对坩埚提前预热，减少钠与氧气长时间接触被氧化。

三、钠的化学性质——钠与水的反应

1.实验原理：

(1)金属钠的密度为 $0.97g.cm^{-3}$，熔点为 97.8℃。

(2)钠的性质非常活泼，能与水发生剧烈反应，生成氢氧化钠和氢气；$2Na + 2H_2O===2NaOH + H_2\uparrow$。

2.实验步骤： 在烧杯中加入一些水，滴入几滴酚酞溶液，然后把一块绿豆大的钠放入水中。

(1)向水中滴加几滴酚酞溶液　(2)把绿豆大的钠投入水中　(3)钠浮在水面上　　(4)钠四处游动溶液呈红色

3.实验现象： 钠浮在水面上迅速反应，熔为小球并在水面快速游动，发出“嘶嘶”的响声，滴有酚酞的溶液变红，钠球在反应中逐渐变小，最后消失。

4.实验分析：

(1)钠浮在水面上，说明钠的密度比水小；

(2)钠熔成一个小球，说明反应放热，钠的熔点低；

(3)钠在水面上四处游动，发出“嘶嘶”的响声，说明有气体生成；

(4)滴有酚酞的溶液变红，说明反应后得到的溶液显碱性。$2Na + 2H_2O===2NaOH + H_2\uparrow$。

5.注意事项：

(1)钠的用量需严格控制，通常取黄豆粒大小(约 0.1-0.2g)，过量钠会导致反应过于剧烈，甚至引发爆炸。

(2)选用容积较大的容器(如烧杯)，避免反应时液体飞溅溢出；

(3)若反应引发钠燃烧或氢气爆炸，不可用水灭火(水会与钠继续反应，加剧火势)，应立即用干燥的沙子覆盖灭火，或用湿布盖灭(隔绝空气)。

【理·考点精要】

1．钠暴露在空气中很快变暗，这是因为钠迅速被空气中的氧气氧化而生成了氧化钠。这一实验不仅说明钠具有银白色金属光泽，质软，而且极易被空中的氧气氧化。

2．钠通常保存在煤油中，防止与氧气、水等反应。

3．钠燃烧时不能用水灭火，应用沙土盖灭。

4．取用金属钠时，用镊子夹取金属钠，用滤纸擦干表面的煤油，放在洁净干燥的玻璃片上用小刀切割，不能用手直接接触金属钠，并且将剩余的钠放回原试剂瓶中保存。

5．钠与氧气反应的易混易错点

(1)Na 与 O_2 反应时，温度不同，反应产物不同，常温生成 Na_2O，加热生成 Na_2O_2。

(2)Na 在空气中燃烧的现象主要有四点：一是 Na 先熔化后燃烧；二是燃烧剧烈；三是发出黄色火焰；四是生成淡黄色固体。

(3)Na 与 O_2 反应，不论生成 Na_2O 还是 Na_2O_2，每个 Na 原子都是失去 1 个电子变为 Na^+，因此，只要发生反应的 Na 的量一定，电子转移数就是一定的。

6．钠与水、酸及盐溶液的反应规律

钠与水	钠与纯水及各种水溶液（除酸外）均易发生反应，其实质就是钠与水的反应，反应中钠作还原剂，H^+作氧化剂
钠与酸	钠与酸的反应实质是与 H^+ 的反应，由于酸中 H^+ 浓度比纯水中 H^+ 浓度大的多，所以钠与酸反应要比与水反应剧烈得多。反应的离子方程式为 $2Na+2H^+=2Na^++H_2\uparrow$
钠与盐溶液	钠与盐溶液反应时，钠首先与水反应生成 NaOH 和 H_2，然后 NaOH 再与盐中的某些离子发生复分解反应。例如，钠与 $CuSO_4$ 溶液的反应为 $2Na+2H_2O=2NaOH+H_2\uparrow$、$CuSO_4+2NaOH=Cu(OH)_2\downarrow+Na_2SO_4$ 总反应的化学方程式为 $2Na+2H_2O+CuSO_4=Cu(OH)_2\downarrow+Na_2SO_4+H_2\uparrow$

02 过氧化钠与水的反应

1.实验原理： $2Na_2O_2 + 2H_2O===4NaOH + O_2\uparrow$

2.实验步骤： 将 1~2mL 水滴入盛有 1~2g 过氧化钠固体的试管中，立即把带火星的木条伸入试管中，检验生成的气体。用手轻轻触摸试管外壁，有什么感觉？用 pH 试纸检验溶液的酸碱性。

3.实验现象： 有大量的气泡产生，产生的气体能使带火星的木条复燃；用手触碰试管外壁有发热的感觉；pH 试纸呈蓝色。

4.实验分析：

(1)产生的气体能使带火星的木条复燃，证明有氧气产生；

(2)用手触碰试管外壁有发热的感觉说明反应过程中释放大量的热；

(3)pH 试纸呈蓝色，说明反应后的溶液呈碱性。

5.注意事项：

(1)向试管中滴加水时，胶头滴管不能伸入试管内。

(2)带火星的木条要长一些。

(3)pH 试纸变蓝色后还会褪色，溶液中含有漂白性物质。

【理·考点精要】

1. Na_2O_2 使 pH 试纸先变蓝后褪色的原因：将 Na_2O_2 投入滴有水中，Na_2O_2 与水反应生成 NaOH，使 pH 试纸先变蓝；同时，Na_2O_2 与水反应过程中，还生成了不是很稳定的中间产物 H_2O_2，具有漂白性，使变色后的 pH 试纸氧化褪色。

2. 可向反应后的溶液中加入少量 MnO_2，产生使带火星的木条复燃的气体，证明反应后的溶液中还有没分解完全的 H_2O_2。

3. 可以利用 Na_2O_2 与水或 H_2O_2 与 MnO_2 反应制备少量氧气。

4. Na_2O_2、H_2O_2 有强氧化性、漂白性，可杀菌消毒，也可使有机色素(酸碱指示剂、花草等)褪色。

03 碳酸钠和碳酸氢钠性质的比较

一、碳酸钠、碳酸氢钠的物理性质

1.实验原理： 通过对照实验来比较碳酸钠、碳酸氢钠性质的不同

2.实验步骤： 在两支试管中分别加入少量 Na_2CO_3 和 $NaHCO_3$(各约 1 g)，完成下列实验，并将实验现象和相应的结论填入下表：

(1)观察 Na_2CO_3 和 $NaHCO_3$ 的外观并进行描述	
实验现象	$NaHCO_3$：细小的白色晶体 Na_2CO_3：白色粉末
(2)向以上两支试管中分别滴入几滴水，振荡，观察现象；将温度计分别插入其中，温度计的示数有何变化	
实验现象	$NaHCO_3$：晶体部分溶解；吸热，温度计的示数降低 Na_2CO_3：粉末结块变成晶体；放热，温度计的示数明显升高
(3)继续向(2)的试管中分别加入 5 mL 水，用力振荡，有何现象	
实验现象	$NaHCO_3$：部分溶解 Na_2CO_3：完全溶解
(4)分别向(3)所得的溶液中滴入 1 ~ 2 滴酚酞溶液，有何现象	
实验现象	$NaHCO_3$：溶液变微红色 Na_2CO_3：溶液变红色
初步结论	$NaHCO_3$：加水部分溶解，吸热，溶液碱性比 Na_2CO_3 弱 Na_2CO_3：遇水生成含结晶水的晶体($Na_2CO_3\cdot xH_2O$)，放热，溶液碱性比 $NaHCO_3$ 强

4.注意事项：

(1)试剂需保持干燥，若受潮结块，需提前研磨成粉末。

(2)选用规格相同的仪器(如烧杯、试管、玻璃棒、天平、温度计等)，确保实验变量唯一。

(3)温度计需避免接触烧杯底部或内壁，防止测量误差。

二、碳酸钠、碳酸氢钠的化学性质——热稳定性

1.实验原理： $2NaHCO_3 \xrightarrow{\triangle} Na_2CO_3 + CO_2\uparrow + H_2O$

2.实验步骤： 如图所示，分别加热 Na_2CO_3 固体和 $NaHCO_3$ 固体，并将导管通入到盛澄清石灰水的试管中，观察实验现象，比较碳酸钠、碳酸氢钠的热稳定性。

3.实验现象： 刚加热 Na_2CO_3 固体时，石灰水中有气泡，之后无气泡，澄清石灰水无明显变化；加热 $NaHCO_3$ 固体时，试管口处有小液滴出现，石灰水中有气泡，澄清石灰水变浑浊。

4.注意事项：

(1)试管固定时需略向下倾斜，防止反应生成的水蒸气冷凝回流炸裂试管。

(2)加热时先预热试管，再集中加热药品部位，避免局部温度过高炸裂试管。

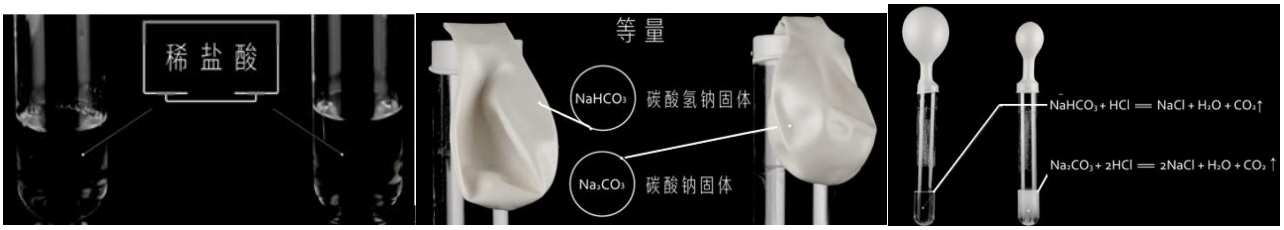
(3)观察澄清石灰水变化时，需区分：碳酸氢钠加热后石灰水迅速变浑浊，碳酸钠加热后石灰水无明显变化。

(4)实验结束后先移导管再熄灭酒精灯，防止石灰水倒吸进入热试管。

三、探究碳酸钠、碳酸氢钠与盐酸反应的比较

1.实验原理： $Na_2CO_3+2HCl=2NaCl+CO_2\uparrow+H_2O$　　$NaHCO_3+HCl=NaCl+CO_2\uparrow+H_2O$

2.实验步骤： 在两支试管中分别加入 3 mL 稀盐酸，将两个各装有少量等质量的 Na_2CO_3、$NaHCO_3$ 粉末的小气球分别套在两支试管的管口。将气球内的 Na_2CO_3 和 $NaHCO_3$ 同时倒入试管中。



(1)加入等量的盐酸　　(2)加入等量的碳酸钠和碳酸氢钠　　(3)碳酸氢钠产生的 CO_2 多

3.实验现象： 两个气球均膨胀；$NaHCO_3$ 与盐酸混合比 Na_2CO_3 与盐酸混合气球膨胀得快且大。

4.实验分析： $NaHCO_3$ 与盐酸反应比等质量的 Na_2CO_3 与盐酸反应产生气体多且剧烈。

$NaHCO_3$ 与盐酸反应的离子方程式为 $HCO_3^- + H^+ = CO_2\uparrow + H_2O$。

Na_2CO_3 与盐酸反应的离子方程式为 $CO_3^{2-} + 2H^+ = CO_2\uparrow + H_2O$。

5.注意事项：

(1)严格来说，碳酸钠、碳酸氢钠需取等物质的量，而非等质量，确保产气总量对比有意义(1mol 两者均生成 1mol CO_2)。

(2)盐酸的浓度、体积需完全相同，且保证盐酸过量，避免因盐酸不足导致反应不完全。

(3)药品需为粉末状且颗粒大小相近，避免固体颗粒大小差异导致反应速率不同。

(4)向药品中加盐酸时，需用同一方式快速加入，保证反应起始时间一致。

(5)观察反应速率时，重点对比气泡产生的剧烈程度：碳酸氢钠与盐酸反应立即产生大量气泡，碳酸钠与盐酸反应先无明显气泡(生成碳酸氢钠)，后产生气泡。

【理·考点精要】

1. 物理性质对比

(1)状态与颜色：两者均为白色固体，碳酸钠多为粉末状，碳酸氢钠为细小晶体。

(2)溶解性：均易溶于水且放热，碳酸钠溶解度显著大于碳酸氢钠(同温下，100g 水溶解约 21g Na_2CO_3 、9g $NaHCO_3$)。

(3)溶液酸碱性：水溶液均呈碱性，碳酸钠溶液 pH(约 11)大于碳酸氢钠(约 8.3)，前者碱性更强。

2. 化学性质对比

(1)热稳定性

①碳酸钠：热稳定性强，常规实验加热(≤800℃)不分解。

②碳酸氢钠：热稳定性弱，约 150℃分解为碳酸钠、水和二氧化碳($2NaHCO_3 \triangle Na_2CO_3 + CO_2\uparrow + H_2O$)。

(2)与酸反应反应本质：均与 H^+结合生成 CO_2 和 H_2O，核心差异在反应速率。

①碳酸钠：分步反应(先生成 HCO_3^-，再生成 CO_2)，气泡产生较慢。

②碳酸氢钠：直接反应($HCO_3^- + H^+ = CO_2\uparrow + H_2O$)，气泡迅速大量产生。

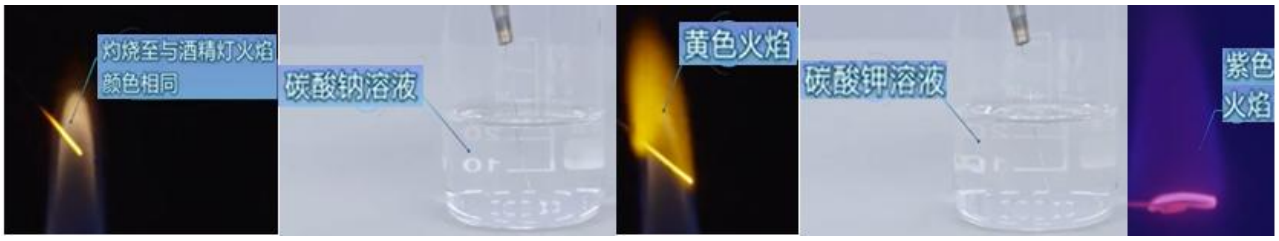
③关键：等物质的量时，两者与足量盐酸反应生成的 CO_2 体积相等。

04 焰色试验

1.实验原理： 很多金属或它们的化合物在灼烧时使火焰呈现特殊的颜色。

2.实验步骤： 把熔嵌在玻璃棒上的铂丝(或用光洁无锈的铁丝)放在酒精灯(最好用煤气灯)外焰上灼烧，至与原来的火焰颜色相同时为止。用铂丝(或铁丝)蘸取碳酸钠溶液，在外焰上灼烧，观察火焰的颜色。

将铂丝(或铁丝)用盐酸洗净后，在外焰上灼烧至与原来的火焰颜色相同时，再蘸取碳酸钾溶液做同样的实验，此时要透过蓝色钴玻璃"观察火焰的颜色。



(1)灼烧铂丝　　(2)蘸取碳酸钠溶液　　(3)火焰呈黄色　　(4)蘸取碳酸钾溶液　　(5)火焰呈紫色

3.实验现象： 蘸取过碳酸钠溶液的铂丝在灼烧时火焰颜色为黄色。蘸取过碳酸钾溶液的铂丝在灼烧时透过蓝色钴玻璃可以看到火焰颜色为紫色。

4.注意事项：

①做焰色试验前，铂丝(或铁丝)应灼烧至与原来的火焰颜色相同时为止。

②更换其他试剂进行焰色试验时，应将铂丝(或铁丝)用盐酸洗净后，在外焰上灼烧至与原来的火焰颜色相同时，再蘸取其他试剂进行焰色试验。

③观察钾元素的焰色，要透过蓝色钴玻璃，因为蓝色钴玻璃能吸收黄光，避免钠的化合物干扰。

④焰色反应产生的火焰颜色与元素的存在状态无关，如：灼烧钠的化合物和单质时，火焰颜色均为黄色。几种常见金属的焰色：钠：黄色，钾：紫色(透过蓝色钴玻璃)，钙：砖红色。

⑤可以用焰色反应鉴别钠、钾等金属或离子；利用焰色反应也可制成节日烟花。焰色反应是物理变化而非化学变化。

【理·考点精要】

1.(1)焰色试验是物理变化，是金属元素的性质，既可以是单质，也可以是化合物，如不论灼烧 Na_2CO_3、NaCl、Na_2SO_4 还是钠的单质，均发出黄色火焰。

(2)用稀盐酸清洗的原因：生成金属氯化物，而金属氯化物在高温时易挥发。

(3)焰色反应中所用的火焰应是无色或浅色的。

(4)灼烧铂丝时应一直烧至火焰恢复到原来的颜色。

(5)可用洁净无锈的铁丝代替铂丝，不能用铜丝代替。

(6)观察钾的焰色时，要透过蓝色钴玻璃，目的是滤掉钠元素灼烧时产生的黄光。

2．焰色试验的应用

(1)利用焰色反应可检验某些用常规化学方法不能鉴定的金属元素。

(2)不同的金属及其化合物对应不同的焰色反应且颜色艳丽多彩，因此可用于制作节日燃放的烟花或信号弹等。

05 氢氧化亚铁的制备

一、氢氧化铁胶体的制备

1.实验原理： $Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2\downarrow$

2.实验步骤： 在试管中加入硫酸亚铁溶液，然后滴入氢氧化钠溶液，观察现象。

3.实验现象： 滴加氢氧化钠溶液后，先生成白色沉淀，后迅速变为灰绿色，最终变为红褐色。

4.注意事项： (1)配制 $FeSO_4$ 溶液时，加入少量铁粉；

(2)配制溶液的蒸馏水及 NaOH 溶液均需“煮沸”除氧；

(3)反应过程中避免和空气接触(油封)

【理·考点精要】

1. 制备氢氧化亚铁成功的关键

(1)溶液中不含 O_2 等氧化性物质和 Fe^{3+}(2)制备过程中，保证生成的 $Fe(OH)_2$ 在密闭且隔绝空气的体系中。

2. 实验室中制备 $Fe(OH)_2$ 常用的三种方法

方法一：有机层覆盖法

将吸有 NaOH 溶液的胶头滴管插到液面以下，并在液面上覆盖一层苯或煤油(不能用 CCl_4)，以防止空气与 $Fe(OH)_2$ 接触发生反应，如图 1 所示。

图1

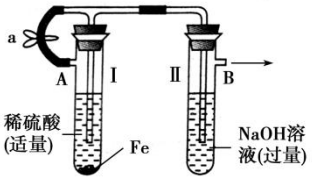


图2

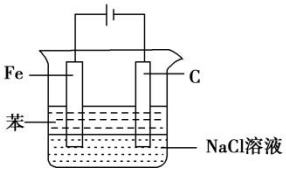


图3

方法二：还原性气体保护法

用 H_2 将装置内的空气排尽后，再将亚铁盐与 NaOH 溶液混合，这样可长时间观察到白色沉淀，如图 2 所示。

方法三：电解法

用铁作阳极，电解 NaCl(或 NaOH)溶液，并在液面上覆盖苯(或煤油)，如图 3 所示。

06 铁及其化合物的性质

一、铁单质的还原性

1.实验原理： $CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu$

2.实验步骤： 在一支试管中加入 2 mL $CuSO_4$ 溶液，再将一段铁丝放入 $CuSO_4$ 溶液中。过一会儿取出铁丝，观察现象。

3.实验现象： 铁丝上附有红色的铜，蓝色溶液变成浅绿色。

4.注意事项：

(1)铁钉需先打磨去除表面铁锈，否则铁锈会阻碍反应，导致现象不明显。

(2)硫酸铜溶液需现配现用，浓度控制在 0.1-0.5mol/L，浓度过高易导致铜附着不均，过低则反应速率慢。

(3)反应过程中不要搅拌或振荡试管，否则析出的铜会脱落，无法形成均匀的红色覆盖层。

(4)重点观察两个核心现象：铁钉表面逐渐析出红色固体(铜)、蓝色硫酸铜溶液逐渐变为浅绿色(Fe^{2+} 溶液)。

二、三价铁盐的氧化性

1.实验原理： $Cu + 2FeCl_3 = 2FeCl_2 + CuCl_2$、$2FeCl_3 + 2KI = 2FeCl_2 + I_2 + 2KCl$

2.实验步骤：

(1)取 3 mL $FeCl_3$ 稀溶液加入试管中，加入几小块铜片，振荡，过一会儿，观察现象。

(2)在一支盛有 3 mL 水的试管中滴加几滴 $FeCl_3$ 稀溶液，再滴加 3 滴 KI 溶液，观察现象。然后向溶液中滴加 2 滴淀粉溶液，观察现象。

3.实验现象：

(1)黄色溶液变蓝绿色，铜片质量减少。

(2)加入 KI 溶液后，溶液黄色加深，加入淀粉溶液后，溶液变蓝色。

4.注意事项：

(1)氯化铁溶液需用 $FeCl_3 \cdot 6H_2O$ 晶体配制，浓度控制在 0.1-0.5mol/L，避免溶液因水解呈浑浊(可加少量稀盐酸抑制水解)。

(2)铜片需打磨去除表面氧化膜，铜的用量需少于 Fe^{3+}(保证 Fe^{3+} 过量，避免 Cu^{2+} 干扰现象)。

(3)黄色(或棕黄色)$FeCl_3$ 溶液逐渐变为蓝绿色(Fe^{2+} 与 Cu^{2+} 混合色)，铜片表面逐渐溶解(铜粉则逐渐消失)。碘化

钾溶液需现配现用，KI 晶体易被空气氧化生成 I_2 ，导致溶液提前变黄，影响实验现象判断

(4)向 $FeCl_3$ 溶液中滴加 KI 溶液时，需逐滴加入并轻轻振荡，便于观察溶液从棕黄色逐渐变为浅绿色(Fe^{2+})，同时生成棕褐色 I_2 (或加淀粉后变蓝色)。

三、亚铁盐的氧化性和还原性

1.实验原理： $FeCl_2 + Zn{=\!=}ZnCl_2 + Fe$、$10FeSO_4 + 2KMnO_4 + 8H_2SO_4{=\!=}5Fe_2(SO_4)_3 + 2MnSO_4 + 8H_2O + K_2SO_4$、$Fe^{3+} + 3SCN^-{=\!=}Fe(SCN)_3$

2.实验步骤：

(1)取 3 mL $FeCl_2$ 稀溶液加入试管中，加入几小块锌片，振荡，过一会儿，观察现象。

(2)在一支试管中加入少量酸性 $KMnO_4$ 溶液，然后向试管中加入少量 $FeSO_4$ 溶液，观察溶液的颜色变化。当溶液紫色褪去时，再滴加 2 滴 KSCN 溶液，观察现象。

3.实验现象：

(1)锌片失去光泽变黑，溶液由浅绿色逐渐变为无色。

(2)溶液紫红色褪去变黄色，滴入 KSCN 后，溶液变红色。

4.注意事项：

(1)亚铁盐溶液(如 $FeSO_4$ 、$FeCl_2$)需现配现用，配液时加入少量对应酸(如稀硫酸、稀盐酸)抑制 Fe^{2+} 水解，同时加少量铁粉防止氧化($2Fe^{3+} + Fe = 3Fe^{2+}$)。

(2)操作顺序：向亚铁盐溶液中逐滴加入氧化剂，边加边振荡，便于观察颜色变化(浅绿色→棕黄色)。

(3)酸性 $KMnO_4$ 实验：需在酸性条件下进行(加稀硫酸)，$KMnO_4$ 溶液需逐滴加入，避免过量(过量会掩盖 Fe^{3+} 颜色)。

(4)还原剂需过量，保证 Fe^{2+} 完全还原，观察到溶液浅绿色褪去，同时析出黑色铁粉(或银白色金属表面附着黑色固体)。

(5)实验前确保亚铁盐溶液无 Fe^{3+}(提前加 KSCN 溶液检验，无红色则合格)，防止 Fe^{3+} 先与还原剂反应。

四、铁离子的检验

1.实验原理： $Fe^{3+} + 3SCN^-{=\!=}Fe(SCN)_3$、$2FeCl_3 + Fe{=\!=}3FeCl_2$。

2.实验步骤：

(1)在一支试管中加入 2 mL 蒸馏水，再滴加几滴 $FeCl_3$ 稀溶液，然后滴加几滴 KSCN 溶液，观察现象。

(2)在一支试管中加入少量 $FeCl_3$ 稀溶液，然后加入适量铁粉，轻轻振荡片刻，再滴加几滴 KSCN 溶液，观察现象。

3.实验现象： 1.溶液变为红色。2.加入适量铁粉后溶液变为浅绿色，滴加几滴 KSCN 溶液后，溶液不变红。

5.注意事项：

(1)操作需迅速：避免待检验溶液长时间接触空气(尤其含 Fe^{2+} 的混合液)，防止 Fe^{2+} 被氧化为 Fe^{3+} 导致假阳性。

(2)排除 Fe^{2+} 干扰：Fe^{2+} 与 KSCN 不反应，但若溶液中含 Fe^{2+} 且接触空气，会逐渐氧化为 Fe^{3+}，需先加氧化剂(如少量氯水)氧化 Fe^{2+}，再检验 Fe^{3+}。

(3)避免溶液酸性过强：强酸性条件下 KSCN 可能分解。

【理·考点精要】

1. Fe 与 CuSO4 溶液反应置换出铜，表现出还原性。

2. Fe^{2+}能将 Zn 氧化为 Zn^{2+}，Fe^{2+}与酸性 $KMnO_4$ 溶液发生氧化还原反应，使酸性 $KMnO_4$ 溶液褪色并生成 Fe^{3+}。

3. $FeCl_3$ 与铁粉反应，生成了 $FeCl_2$，滴加 KSCN 溶液，不显红色，证明溶液中不再存在 Fe^{3+}。

07 铝及其化合物的性质

一、铝与酸的反应

1.实验原理： $Al_2O_3+6HCl=2AlCl_3+3H_2O$；$2Al+6HCl=2AlCl_3+3H_2\uparrow$

2.实验步骤： 在一支试管中加入 5mL 盐酸，再向试管中放入一小块铝片。观察实验现象。过一段时间后，将点燃的

木条放在试管口，你观察到什么现象？

3.实验现象：开始无现象，一段时间后铝片逐渐溶解，然后冒铝片表面有大量气泡产生，试管壁有发热现象。一段时间后，将点燃的木条放在试管口，可听到爆鸣声，后气体燃烧发出淡蓝色火焰

4.注意事项：

(1)实验室用铝片制氢气，需打磨去除表面氧化膜(Al_2O_3)，否则氧化膜会阻碍反应，导致初期无气泡或反应极慢。

(2)点燃氢气前必须严格验纯，禁止在未验纯的情况下直接点燃，且点燃时试管口不能对着人。

二、铝与强碱的反应

1.实验原理：$2Al+2NaOH+6H_2O=2Na[Al(OH)_4]+3H_2\uparrow$；$Al_2O_3+2NaOH+3H_2O=2Na[Al(OH)_4]$

2.实验步骤：在两支试管中分别加入少量的 NaOH 溶液，然后向其中一支试管中放入一小块铝片，向另一支试管中放入用砂纸仔细打磨过(除去表面的氧化膜)的一小块铝片。观察实验现象。过一段时间后，将点燃的木条分别放在两支试管口，你观察到什么现象？

3.实验现象：用砂纸打磨过的铝片表面立即剧烈反应，有大量气泡产生，试管壁有发热现象。未经打磨过的铝片刚开始反应较慢，后逐渐加快，产生大量气泡，试管壁有发热现象。一段时间后，将点燃的木条放在两支试管口，均可听到爆鸣声，后两试管气体均燃烧发出淡蓝色火焰。

4.注意事项：

(1)铝片需打磨去除表面氧化膜(Al_2O_3)，氧化膜会先与强碱反应(无气体生成)，不打磨会导致初期现象不明显。

(2)NaOH 溶液需现配现用，避免因吸收二氧化碳变质生成 Na_2CO_3，降低反应效率。

(3)点燃氢气前严格验纯，点燃时试管口不能对着人，且远离易燃物。

三、铝热反应

1.实验原理：高温下，铝与氧化铁发生反应，放出大量的热。$Fe_2O_3+2Al\xlongequal{高温}2Fe+Al_2O_3$

2.实验步骤：将两张圆形滤纸分别折叠成漏斗状套在一起，取出内层漏斗，在其底部剪一小孔后用水润湿，再套回原处，并架在铁圈上，下面放置一盛沙子的蒸发皿。将 5g 氧化铁粉末和 2g 铝粉均匀混合后放入纸漏斗中，在混合物上面加少量氯酸钾固体，将打磨过的镁条点燃，插入混合粉末中，观察现象。

3.实验现象：(1)镁带剧烈燃烧，放出大量的热，并发出耀眼的白光，氧化铁与铝粉在较高温度下发生剧烈的反应；

(2)纸漏斗的下部被烧穿，有熔融物落入沙中。

4.注意事项：

(1)镁条要用砂纸打磨，除净表面的氧化膜，否则难以点燃；

(2)镁条的长度尽量长些，约需 10cm，防止镁条过短导致热量不够，影响实验效果；

(3)氧化铁粉末与铝粉要用干燥的，铝粉要用未被氧化的，否则反应难以进行；

(4)氧化铁粉末与铝粉的质量比要控制在 3:1,且两者要混合均匀，是为了保证氧化铁与铝完全反应；

(5)内层纸漏斗要用水润湿，是为了避免产生的高温造成纸漏斗燃烧；

(6)接生成物的蒸发皿内要装适量细沙，防止高温熔融物使蒸发皿炸裂；

(7)观察现象时，不要直视，防止铝热反应的强光灼伤眼睛；

(8)实验装置不要距人群太近，应远离易燃物，防止高温熔融物溅出伤人或引起火灾。

【理·考点精要】

1. Al 常温下遇冷的浓硫酸、浓硝酸会发生钝化。

2. 用砂纸打磨过的铝片已擦除表面的保护膜氧化铝，铝单质与氢氧化钠溶液直接接触。该反应分为两步，第一步是铝与水反应：$2Al+6H_2O=2A1(OH)_3+3H_2\uparrow$，由于生成的氢氧化铝为难溶物，会附着在铝表面，阻止反应进一步发生，因而铝和水的反应进行程度很小。第二步是氢氧化铝与氢氧化钠反应：$Al(OH)_3+NaOH=Na[Al(OH)_4]$。由于氢氧化铝为两性氢氧化物，与强碱可以反应，氢氧化铝被消耗促进了第一步反应的继续进行，两步加起来就是总的方程式：$2Al+2NaOH+6H_2O=2Na[A1(OH)_4]+3H_2\uparrow$。试管壁发热说明反应在生成新物质的同时，放出了热量。

3. 未打磨的铝片表面有一层致密的保护膜氧化铝，由于氧化铝为两性氧化物既能与酸反应，又能与碱反应，因此，将其放入氢氧化钠溶液中后，铝片上的氧化铝先与氢氧化钠反应：$Al_2O_3+2NaOH+3H_2O=2Na[Al(OH)_4]$,氧化铝逐渐减少，铝单质露置于氢氧化钠溶液中，发生反应：$2Al+2NaOH+6H_2O=2Na[Al(OH)_4]+3H_2\uparrow$。试管壁发热说明反应在生成新物质的同时，放出了热量。

第三部分 常见非金属及其应用实验汇总

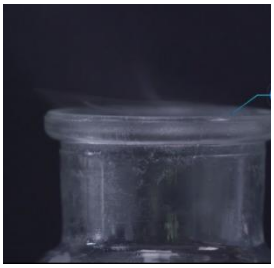
01 氯气的性质

一、氢气在氯气中燃烧

1.实验原理： 点燃：$H_2+Cl_2\xlongequal{点燃}2HCl$

2.实验步骤： 在空气中点燃氢气，然后把导管缓缓伸入盛满氯气的集气瓶中。观察现象。

(1)苍白色火焰



(2)瓶口有白雾出现

3.实验现象： 氢气在氯气中安静地燃烧，发出苍白色火焰，集气瓶口上方出现白雾。

4.注意事项：

(1)点燃生成的氢气必须严格验纯。

(2)两种气体均需干燥：潮湿的氢气会导致燃烧不充分。

(3)燃烧操作顺序：先点燃氢气，待火焰稳定(淡蓝色)后，再缓慢通入氯气。

(4)重点观察氢气火焰颜色变化(从淡蓝色变为苍白色)，同时注意瓶口出现的白雾(HCl 与空气中水蒸气结合形成)，避免近距离直视火焰。

(5)实验需在通风橱内进行。

【理·考点精要】

1. 氯气和氢气的混合气体在强光照射时爆炸，产生此现象的原因是 H_2 和 Cl_2 混合后，光照时反应瞬间完成，放出的热量使气体急剧膨胀而发生爆炸。

2. 燃烧是指发热发光的剧烈的化学反应。它强调的是：a.发光时也要发热；b.反应剧烈；c.实质是剧烈的氧化还原反应；d.不一定要有氧的参加。

02 氯水的性质及成分探究

1.实验原理： $Cl_2+H_2O\rightleftharpoons HCl+HClO$，次氯酸有强氧化性，能使有机色素氧化从而导致其褪色。

2.实验步骤：

(1)取干燥的和湿润的有色纸条(或布条)各一条，分别放入两个盛有干燥氯气的集气瓶中，盖上玻璃片。观察现象。

(2)将有有色鲜花放入盛满干燥氯气的集气瓶中，盖上玻璃片。观察现象。

(1)干燥的红色纸条　(2)湿润的红色纸条　　(3)干燥的氯气使鲜花变色

3.实验现象:

(1)干燥的有色纸条(或布条)放入盛有干燥氯气的集瓶后没有明显变化；湿润的有色纸条(或布条)放入盛有干燥氯气的集气瓶，纸条或布条的颜色变浅，一段时间后，颜色褪去。

(2)有色鲜花放入盛有干燥氯气的集气瓶后，鲜花褪色。

4.注意事项:

(1)氯气要充分干燥。

(2)选择干燥有色纸条和湿润有色纸条对比，仅湿润布条褪色，证明是 HClO(而非 Cl_2)具有漂白性。

【理·考点精要】

1. 氯水的组成及性质在应用中的易错点

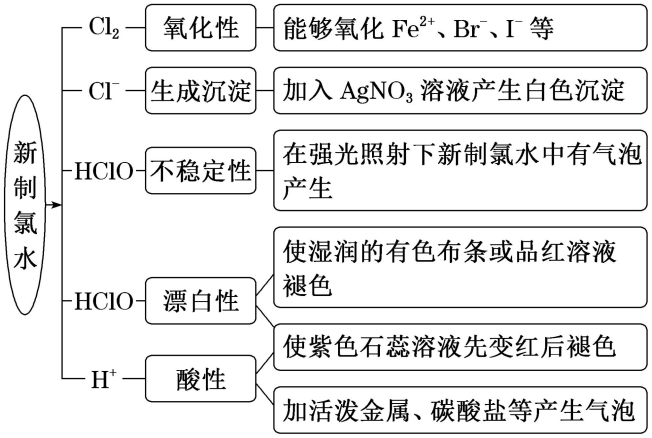
(1)氯水中因 HClO 见光分解，随着 HClO 的消耗，最后成为盐酸，故久置氯水酸性增加，无漂白性。因此，氯水要现用现配。

(2)制取氯水的反应为 $Cl_2+H_2O \rightleftharpoons HCl+HClO$，反应中 Cl_2 既是氧化剂，又是还原剂。

(3)Cl_2 尽管有较强的氧化性，但没有漂白性，氯水具有漂白性是因为 Cl_2 与水反应生成了强氧化性的 HClO。

(4)ClO^- 与 Fe^{2+}、I^-、S^{2-}、HS^-、SO_3^{2-} 等在水中因发生氧化还原反应而不能大量共存。

2. 新制氯水的多种成分决定了它具有多重性质，在不同的化学反应中，氯水中参与反应的微粒不同。



03 氯气的制备及检验

1.实验原理：(1)利用强氧化剂氧化浓盐酸中的氯生成氯气，该反应中 MnO_2 为氧化剂，HCl 为还原剂，并且该实验还体现了浓盐酸的酸性。化学方程式：$MnO_2+4HCl(浓)\xrightarrow{\triangle}MnCl_2+Cl_2\uparrow+2H_2O$。

(2)实验室制取氯气的其他方法

用 $KMnO_4$、$KClO_3$、$Ca(ClO)_2$、$K_2Cr_2O_7$ 等氧化剂代替 MnO_2 制取氯气，反应不需加热且反应速率较快，如

①$2KMnO_4+16HCl(浓)=2MnCl_2+2KCl+5Cl_2\uparrow+8H_2O$

②$KClO_3 + 6HCl(浓) = KCl + 3Cl_2\uparrow + 3H_2O$

③$Ca(ClO)_2 + 4HCl(浓) = CaCl_2 + 2Cl_2\uparrow + 2H_2O$

④$K_2Cr_2O_7 + 14HCl(浓) = 2CrCl_3 + 2KCl + 3Cl_2\uparrow + 7H_2O$

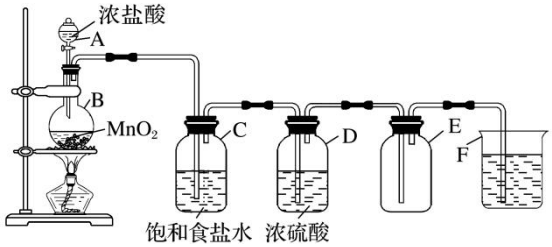
注意：上述反应中，浓盐酸均表现出还原性和酸性。①和④反应中，Cl_2 是氧化产物；②和③反应中，Cl_2 既是氧化产物，又是还原产物。

2.实验步骤：

(1)把反应所需仪器按上图装置连接好。

(2)检查装置的气密性。

3.烧瓶中装有二氧化锰粉末，分液漏斗中盛有浓盐酸，打开分液漏斗的活塞，将浓盐酸加入到烧瓶中，点燃酒精灯，给烧瓶加热，观察现象。



3.实验现象：

(1)看到气体由烧瓶，经导管进入到盛有饱和食盐水的洗气瓶中，除去氯化氢，再经导管通入盛有浓硫酸的集气瓶，除去水蒸气。

(2)得到干燥纯净的氯气，在集气瓶中用向上排空气法收集，多余的氯气用氢氧化钠溶液吸收，以防止氯气逸散到空气中污染空气。

4.注意事项：

(1)反应物的选择：必须用浓盐酸，稀盐酸与 MnO_2 不反应，且随着反应的进行，浓盐酸变为稀盐酸时，反应停止，故盐酸中的 HCl 不可能全部参加反应。

(2)加热温度：不宜过高，以减少 HCl 挥发。

(3)实验结束后，先使反应停止并排出残留的 Cl_2 后，再拆卸装置，避免污染空气。

(4)尾气吸收时，用 NaOH 溶液吸收 Cl_2，不能用澄清石灰水吸收，因为澄清石灰水中含 $Ca(OH)_2$ 的量少，吸收不完全。

【理·考点精要】

一、实验室制气体的装置

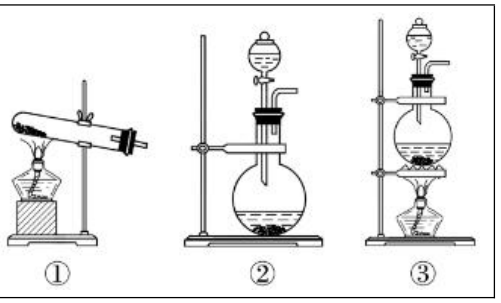
实验室制气体的装置可分为：发生装置、除杂装置、收集装置、尾气处理装置四个部分。

1．实验室制备气体的发生装置的选择

(1)选择依据

反应原理、反应物的状态、反应条件等。

(2)装置的基本类型

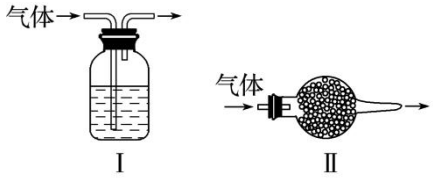
①固-固加热型。	
②固-液不需加热型。	
③固-液需加热型。	

2．实验室制备气体的净化装置的选择

(1)净化原则

不减少目标产物的量；不引入新的杂质；操作简便，易于分离。

(2)净化装置

装置Ⅰ(洗气瓶)：盛液体除杂试剂，气流方向是长进短出。	
装置Ⅱ(干燥管)：盛固体除杂试剂，气流方向是大进小出。	

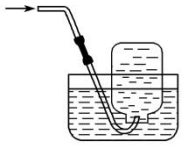
3．实验室制备气体的收集装置的选择

(1)选择依据

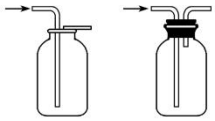
根据气体的密度、水溶性及是否与水或空气中的 O_2 发生反应来确定气体的收集方法。

(2)方法选择

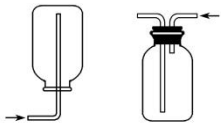
①排水法：适用于不溶于水或不与水反应的气体，如 O_2、H_2 等。



②向上排空气法：气体不与空气反应，且密度比空气大，如 Cl_2、CO_2 等。



③向下排空气法：气体不与空气反应，且密度比空气小，如 H_2 等。



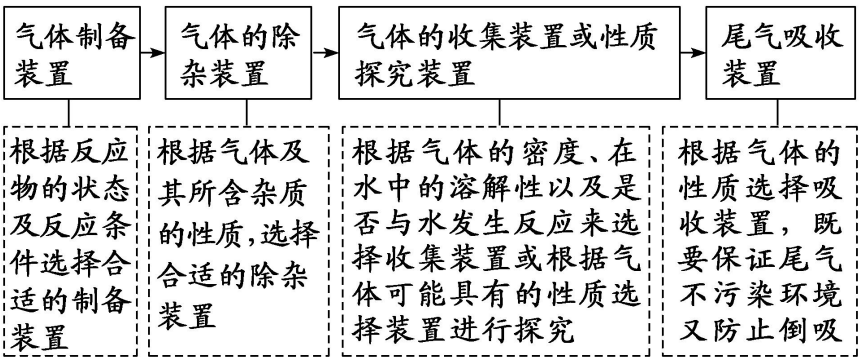
4．实验室制备气体的尾气处理装置的选择

(1)选择依据：根据气体的物理性质和化学性质，将气体转化成液态或固态。

(2)方法选择：①点燃法：如 H_2、CO 等易燃性气体可用此法，必须先验纯，再点燃。

②吸收法：如 Cl_2、SO_2、HCl、H_2S 等可用碱吸收。

三、有气体参加的探究实验模板



04 二氧化硫的性质

一、实验探究二氧化硫溶于水

1.实验原理： $SO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_3$

2.实验步骤： 如图装置，把充满 SO_2、塞有橡胶塞的试管倒立在水中，在水面下打开橡胶塞，观察试管内液面的上升。待液面高度不再明显变化时，在水下用橡胶塞塞紧试管口，取出试管，用 pH 试纸测定试管中溶液的酸碱度。

3.实验现象：试管内液面上升。

4.注意事项：

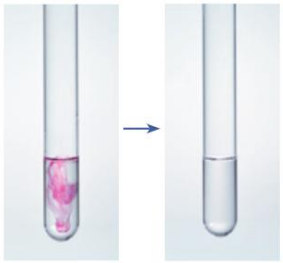
(1)制备的 SO_2 需干燥(用浓硫酸干燥)，避免水蒸气干扰“溶于水”的现象判断。

(2)不可用 pH 试纸长时间检测，SO_2 会漂白试纸，导致读数不准确，需快速读取并记录。

二、SO_2 的特性——漂白性

1.实验原理：二氧化硫与有机色素反应生成不稳定的无色物质，受热分解又生成有色物质

2.实验步骤：用试管取 2mL 在实验上述实验中得到的溶液，向其中滴入 1-2 滴品红溶液，振荡，观察溶液的颜色变化。然后加热试管，注意通风，再观察溶液的变化。



3.实验现象：滴加品红溶液后，溶液先变红，振荡后褪色，再加热后溶液颜色恢复红色，同时有刺激性气味的气体生成。

4.注意事项：

(1)有色试剂优先选品红溶液(现象最典型，褪色后加热易恢复红色)，避免用石蕊试液(SO_2 仅使其变红不褪色，因酸性干扰漂白性判断)。

【理·考点精要】

1．常见漂白剂的漂白原理及漂白特点

漂白类型	漂白原理	常见代表物	漂白特点
化合型	与有色物质结合，形成不稳定的无色物质(化学变化)	SO_2	在一定的条件下又能恢复原来的颜色
强氧化型	将有色物质氧化为无色物质(化学变化)	氯水、$Ca(ClO)_2$、O_3、H_2O_2、Na_2O_2 等	退色后不能恢复原色
物理吸附型	吸附作用(物理变化)	活性炭	通过一定的处理，吸附剂可以重复使用

05 用化学沉淀法去除粗盐中的杂质离子

1.实验原理：$Ba^{2+}+SO_4^{2-}=\!=\!=BaSO_4\downarrow$；$Ca^{2+}+CO_3^{2-}=\!=\!=CaCO_3\downarrow$；$Mg^{2+}+2OH^-=\!=\!=Mg(OH)_2\downarrow$

2.实验步骤：

(1)用盘天平称取 5g 粗盐，放入 100mL 烧杯中，然后加入 20mL 蒸馏水，用玻璃棒搅拌，使粗盐全部溶解，得到粗盐水。

(2)向粗盐中加过量的 $BaCl_2$ 溶液(约 2~3mL)，使 SO_4^{2-} 与 Ba^{2+} 完全反应生成 $BaSO_4$ 沉淀，将烧杯静置。

(3)静置后，向上层清液中继续滴加 2~3 滴 $BaCl_2$ 溶液。若溶液不出现浑浊，则表明 SO_4^{2-} 已沉淀完全；若出现浑浊，

则应继续滴加 $BaCl_2$ 溶液，直至 SO_4^{2-} 沉淀完全。

(4)向粗盐水中滴加过量的 NaOH 溶液(约 0.25mL)，使 Mg^{2+} 与 OH^- 完全反应生成 $Mg(OH)_2$ 沉淀；然后滴加过量的饱和 Na_2CO_3 溶液(2~3mL)，使 Ca^{2+}、Ba^{2+}(请思考 Ba^{2+} 是从哪里来的？)与 CO_3^{2-} 完全反应生成沉淀。

(5)用与第 3 步类似的方法分别检验 Mg^{2+}、Ca^{2+} 和 Ba^{2+} 是否沉淀完全。

(6)将烧杯静置，然后过滤，除去生成的沉淀和不溶性杂质。

(7)向所得滤液中滴加盐酸，用玻璃棒搅拌，直到没有气泡冒出，并用 pH 试纸检验，使滤液呈中性或微酸性。

(8)将滤液倒入燕发皿中，用酒精灯加热，同时用玻璃棒不断搅拌。当蒸发皿中出现较多固体时，停止加热，利用蒸发皿的余热使滤液蒸干。

(9)用坩埚钳将蒸发皿夹持到石棉网(或陶土网)上冷却，得到去除了杂质离子的精盐。

3.实验现象：溶液中生成硫酸钡白色沉淀、碳酸钙白色沉淀、氢氧化镁白色沉淀和碳酸钡白色沉淀。

4.注意事项：

(1)本实脸中加入试剂的顺序是什么？按照其他顺序加入试剂能否达到同样的目的？

【解析】加入除杂试剂的顺序可以是：①$BaCl_2$ 一 NaOH→Na_2CO_3→HCl

②NaCl →Na_2CO_3 → NaOH →HCl

③NaCl →$BaCl_2$→Na_2CO_3→HCl

规律：①只要 Na_2CO_3 加在 $BaCl_2$ 之后便合理②最后加入的 HCl 只能适量

(2)为什么每次所加的试剂都要略微过量？第 7 步加入盐酸的目的是什么？

【解析】(①$BaCl_2$ 过量，确保硫酸根离子除尽.

②NaOH 过量,确保镁离子除尽.

③Na_2CO_3 过量，确保钙离子和第一步中过量的钡离子除尽

④HCl 适量，中和第二步过量的氢氧根离子和第三步过量的碳酸根离子，这样就不引进杂质了.

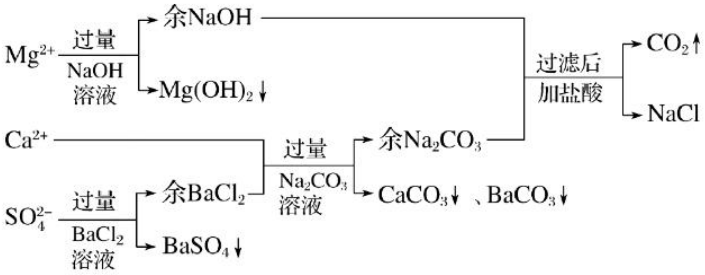
(3)第 6 步和第 7 步的操作顺序能否颜倒？为什么？

【解析】不能，因为先加入盐酸会导致碳酸钡、碳酸钙、氢氧化镁沉淀溶解。

【理·考点精要】

1．粗盐提纯原理

(1)



(2)若除去粗盐中杂质(硫酸盐、$CaCl_2$、$MgCl_2$)，将选用的试剂及反应的离子方程式填入下表：

杂质	加入的试剂	离子方程式
硫酸盐	氯化钡溶液	$Ba^{2+}+SO_4^{2-}=\!=\!=BaSO_4\downarrow$
$CaCl_2$	碳酸钠溶液	$Ca^{2+}+CO_3^{2-}=\!=\!=CaCO_3\downarrow$
$MgCl_2$	烧碱溶液	$Mg^{2+}+2OH^-=\!=\!=Mg(OH)_2\downarrow$

(3)试剂加入的顺序

原则：Na_2CO_3 溶液加入顺序在 $BaCl_2$ 溶液之后；加入盐酸在过滤之后。通常顺序可以为

①$BaCl_2$ 溶液⟶NaOH 溶液⟶Na_2CO_3 溶液⟶盐酸；

②NaOH 溶液⟶$BaCl_2$ 溶液⟶Na_2CO_3 溶液⟶盐酸；

③$BaCl_2$ 溶液⟶Na_2CO_3 溶液⟶NaOH 溶液⟶盐酸。

2．除去可溶性杂质的一般思路和方法：

(1)选择除杂试剂，依据是将可溶性杂质转化成沉淀、水或气体等易分离的物质，尽可能不引入新杂质；

(2)安排试剂的用量(一般过量)和添加顺序，依据是过量的试剂必须靠后面添加的试剂除去。

3．洗涤沉淀的操作：

向漏斗中加蒸馏水至没过沉淀，待水自然流下，重复操作 2～3 次。不可用玻璃棒搅拌漏斗内的物质，以免划破滤纸。

4．检验沉淀是否洗涤干净的操作：

取最后一次洗涤液进行检验(事先要确定沉淀中含有的离子，选择合适的试剂进行检验)。

5．检验沉淀是否完全的方法：

取(或向)上层清液中继续滴加原沉淀剂，若无沉淀产生则沉淀完全。

实验 06 不同价态含硫物质的转化

一、Na_2S 的还原性与 H_2SO_3 的氧化性

1.实验原理： $2Na_2S + 3H_2SO_3 == 3S\downarrow + 3H_2O + 2Na_2SO_3$; $5S^{2-} + 2MnO_4^- + 16H^+ ==== 2Mn^{2+} + 8H_2O + 5S\downarrow$;

2.实验步骤： 在两支试管中分别加入 1 mL Na_2S 溶液，向其中一支边振荡边滴加 H_2SO_3 溶液，另一支边振荡边滴加酸性 $KMnO_4$ 溶液，用浸 NaOH 溶液的棉团分别塞住两个试管口，观察并记录实验现象。

3.实验现象： 产生淡黄色沉淀；溶液紫红色褪去，产生淡黄色沉淀。

4.注意事项：

(1)H_2SO_3 溶液易被氧化变质，应使用新配制的溶液，确保反应效果。

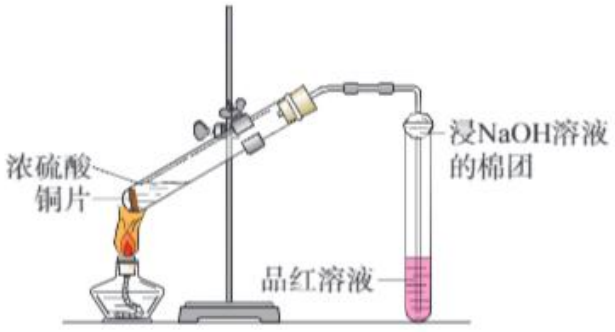
(2)酸性 $KMnO_4$ 溶液需提前用稀硫酸酸化(通常用 1 mol/L H_2SO_4)，未酸化的 $KMnO_4$ 氧化性不足，无法与 S^{2-} 充分反应。

(3)两支试管口必须用浸有 NaOH 溶液的棉团塞紧，Na_2S 与 H_2SO_3 反应可能生成有毒的 H_2S 气体，NaOH 溶液可吸收 H_2S、SO_2 等有毒气体，防止泄漏污染空气。

二、浓硫酸的氧化性

1.实验原理： $Cu + 2H_2SO_4(浓) \xrightarrow{\triangle} CuSO4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$

2.实验步骤： 如下图所示连接仪器装置，向试管中加入 1mL 浓硫酸和一小块铜片，塞上带导管的单孔橡胶塞，加热，观察并记录实验现象。



3.实验现象： 试管中有气泡生成，溶液稀释后为蓝色，铜丝溶解，盛品红的试管中品红溶液褪色。

4.注意事项：

(1)试剂用量以试管容积的 1/3 为限，防止加热时液体暴沸溢出。

(2)必须用浸有 NaOH 溶液的棉团塞住试管口，吸收生成的有毒 SO_2 气体，防止污染空气和吸入中毒。

(3)观察时注意试管内变化：加热初期可能无明显现象(浓硫酸先表现脱水性)，后期逐渐生成蓝色溶液($CuSO_4$，因浓硫酸过量，初期可能呈白色浑浊，加水后变蓝)和刺激性气味气体。

(4)实验结束后，需先熄灭酒精灯，待试管冷却后再处理产物，禁止趁热向试管中加水(会导致液体暴沸飞溅)。

三、单质硫的氧化性

1.实验原理：$Fe+S \xlongequal{点燃} FeS$

2.实验步骤：将 0.5g 硫粉和 1.0g 铁粉均匀混合，放在陶土网上堆成条状。用灼热的玻璃棒触及混合粉末的一端，当混合物呈红热状态时，移开玻璃棒，观察并记录实验现象。

3.实验现象：混合物继续保持红热，最后生成黑色固体硫化亚铁。

4.注意事项：

(1)铁粉和硫粉在空气中混合燃烧，可能发生的化学反应

可能发生铁和氧气、铁和硫、硫和氧气的反应。①$S+O_2 \xlongequal{\triangle} SO_2$　②$Fe+S \xlongequal{\triangle} FeS$　③$3Fe+2O_2 \xlongequal{\triangle} Fe_3O_4$。

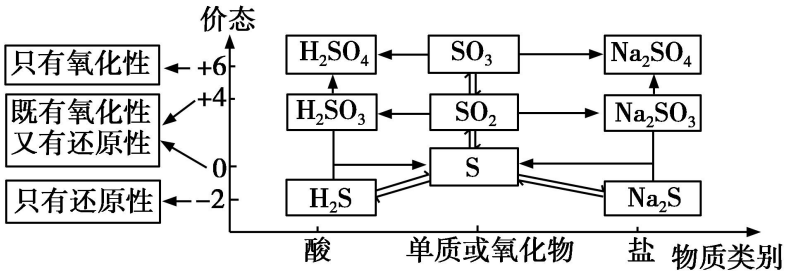
(2)实验 3 中不能引燃，要把玻璃棒加热到红热状态。

【理·考点精要】

1. 在上述实验中，含硫物质中硫元素的价态变化

转化前的含硫物质	转化后的含硫物质	价态变化
Na_2S	S	$-2\rightarrow 0$
H_2SO_3	S	$+4\rightarrow 0$
H_2SO_4	SO_2	$+6\rightarrow +4$
S	FeS	$0\rightarrow -2$

2. 从物质分类的角度定位硫及其化合物间的转化关系



(1)－2 价硫处于最低价态，只有_还原_性，可被 O_2、Cl_2 等氧化剂氧化为 S；0 价、＋4 价硫处于中间价态，既有_氧化_性又有_还原_性，＋6 价硫处于最高价态，只有_氧化_性，注意浓 H_2SO_4 在一定条件下与金属或还原性盐反应时既体现强氧化性又显示酸性，如 $Cu+2H_2SO_4(浓) \xlongequal{\triangle} CuSO_4+2H_2O+SO_2\uparrow$。

(2)当硫元素的化合价升高或降低时，一般升高或降低到其_相邻_的价态，即台阶式升降，如：

$$H_2\overset{-2}{S} \underset{H_2、\Delta}{\overset{O_2(不足)}{\rightleftharpoons}} \overset{0}{S} \underset{H_2S}{\overset{O_2}{\rightleftharpoons}} \overset{+4}{S}O_2 \xrightarrow{O_2} \overset{+6}{S}O_3$$

$$H_2S+H_2SO_4(浓) \xlongequal{\triangle} S\downarrow +SO_2\uparrow +2H_2O$$

（升高 2 价；降低 2 价）

3. 从氧化还原反应的角度定位硫及其化合物间的转化关系

$$Ⅰ.H_2S \underset{(4)\ H_2、\Delta}{\overset{(1)\ O_2(不足)}{\rightleftharpoons}} S \underset{(5)\ H_2S}{\overset{(2)\ O_2}{\rightleftharpoons}} SO_2 \xrightarrow{③O_2} SO_3$$

写出(3)、(4)、(5)反应的化学方程式：

(3)_$2SO_2+O_2 \underset{\triangle}{\overset{\text{催化剂}}{\rightleftharpoons}} 2SO_3$_；

(4)_$S+H_2 \xlongequal{\triangle} H_2S$_；

(5)_$2H_2S+SO_2=3S\downarrow+2H_2O$_。

Ⅱ.相邻价态同种元素的微粒不发生氧化还原反应。

如 S 和 H_2S、S 和 SO_2、SO_2 和浓硫酸之间不发生氧化还原反应。

Ⅲ.典型的归中反应。

$2H_2S+SO_2=3S\downarrow+2H_2O$

$2Na_2S+Na_2SO_3+3H_2SO_4=3Na_2SO_4+3S\downarrow+3H_2O$

Ⅳ.含硫物质的连续氧化

硫元素$\begin{cases} H_2S \xrightarrow{\text{足量 } O_2} SO_2 \xrightarrow{O_2} SO_3 \xrightarrow{H_2O} H_2SO_4 \\ S \xrightarrow{O_2} SO_2 \xrightarrow{O_2} SO_3 \xrightarrow{H_2O} H_2SO_4 \end{cases}$

4. 相同价态硫的转化是通过与酸、碱反应实现的

$SO_2 \xrightarrow{①H_2O} H_2SO_3 \xrightarrow{②NaOH} Na_2SO_3 \xrightarrow{④SO_2+H_2O} NaHSO_3$，$Na_2SO_3 \xrightarrow{③H_2SO_4} SO_2$

写出②、③、④反应的化学方程式：

②_$H_2SO_3+2NaOH=Na_2SO_3+2H_2O$_；

③_$Na_2SO_3+H_2SO_4=Na_2SO_4+SO_2\uparrow+H_2O$_；

④_$Na_2SO_3+SO_2+H_2O=2NaHSO_3$_。

07 喷泉实验

1.实验原理：氨气极易溶于水($NH_3+H_2O \rightleftharpoons NH_3\cdot H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$)，导致容器内的气体压强变小，容器内外产生压强差，外界大气压将水压入从而形成喷泉。

2.实验步骤：如下图 ，在干燥的圆底烧瓶里充满氨，用带有玻璃管和滴管(预先吸入水)的塞子塞紧瓶口。倒置烧瓶，使玻璃管插入盛有水的烧杯(预先在水里滴入少量酚酞溶液)。打开橡胶管上的弹簧夹，挤压滴管，使少量水进入烧瓶。观察并描述现象，分析出现这些现象的可能原因。

3.实验现象：烧杯中的溶液由玻璃管进入烧瓶，形成喷泉，瓶内液体呈红色。

4.注意事项：

(1)实验成功的关键：①装置的气密性要好；②烧瓶要干燥；③氨气要充满。

(2)若无胶头滴管引发喷泉，可采用热敷法或冷敷法引发喷泉。

【理·考点精要】

喷泉实验的原理及应用

1.喷泉实验的原理

由于容器内外产生压强差而形成喷泉。气体迅速溶于水或某种溶液中，容器内压强小于容器外压强，从而产生喷泉，依据这一原理，只要能够造成容器内气体大量溶于液体，就可以形成喷泉。

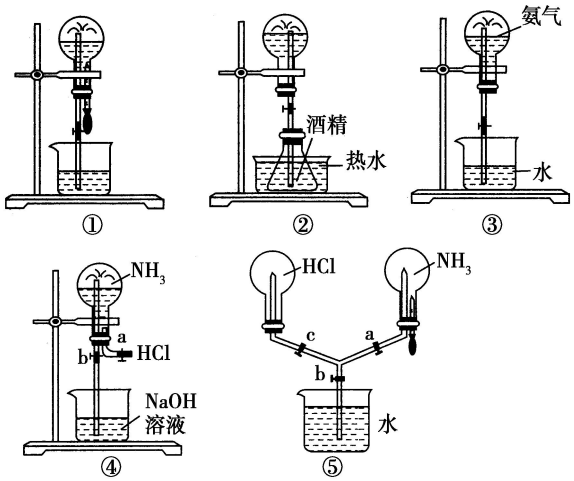
2.引发喷泉的几种方法

①使烧瓶内的气体迅速溶于水或某种液体中。

②使烧瓶内气体温度降低，从而使气压减小。

③使待喷液面上的气压增大。

3.喷泉实验的几种常见装置



说明：装置②中最好采用顶部有孔的烧瓶。装置③引发喷泉的方法是打开止水夹，用热毛巾或双手捂热烧瓶，松开后片刻即形成喷泉现象。

4.形成喷泉的类型

下面是几种常见的能形成喷泉的气体和液体。

气体	HCl	NH_3	CO_2、Cl_2、SO_2、H_2S	NO_2	NO、O_2(4∶3)	NO_2、O_2(4∶1)
吸收剂	水、NaOH 溶液	水	NaOH 溶液	水	水	水

08 铵盐的性质

一、铵盐(NH_4^+)的检验

1.实验原理：$NH_4^+ + OH^- \xrightarrow{\triangle} NH_3\uparrow + H_2O$，通过 NH_3 使湿润的红色石蕊试纸变蓝来检验 NH_4^+

2.实验步骤：

(1)在 NH_4Cl 溶液、NH_4NO_3 溶液和$(NH_4)_2SO_4$ 溶液的三支试管中分别加入 NaOH 溶液并加热(注意通风)，用镊子夹住一片湿润的红色石蕊试纸放在试管口，观察现象，分析产生现象的原因，写出反应的离子方程式。

(2)铵盐(NH_4^+)的检验方法：向铵盐溶液中加入强碱溶液，加热，产生无色气体，用湿润的红色石蕊试纸检验，试纸变蓝色。

3.实验现象：三支试管都能产生能使湿润的红色石蕊试纸变蓝的无色气体。

4.注意事项：

(1)必须使用强碱溶液(如 NaOH 溶液、KOH 溶液)，弱碱(如氨水)电离出的 OH^-浓度不足，无法生成氨气。

(2)一定要加热，常温下强碱与铵盐的反应缓慢，氨气挥发不充分，难以检验。

(3)试纸需保持湿润，干燥的红色石蕊试纸无法与氨气反应变色，且试纸要靠近反应容器口(避免氨气扩散)。

(4)若样品为固体，应先加少量水溶解，再加入强碱溶液，确保反应充分进行。

【理·考点精要】

1. NH_4^+的检验

固体 → 取少量样品放入研钵中，加入固体碱进行研磨。若闻到刺激性气味，说明样品中含有 NH_4^+

固体 → 取少量样品与碱混合于试管中，加热后用湿润的红色石蕊试纸（变蓝）检验或用蘸有浓盐酸的玻璃棒（有白烟生成）检验

溶液 → 取少量溶液加入试管中，加入浓的碱液，微热，然后用湿润的红色石蕊试纸（变蓝）检验或用蘸有浓盐酸的玻璃棒（有白烟生成）检验

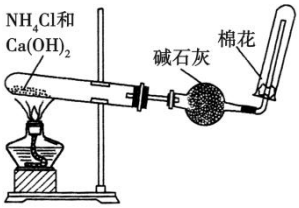
原理 → $NH_4^+ + OH^- \xrightarrow{\triangle} NH_3\uparrow + H_2O$

09 氨气的制备

1.实验原理： 利用复分解反应强碱制弱碱

实验室用固体氯化铵和氢氧化钙制取氨气：$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \xrightarrow{\triangle} CaCl_2 + 2NH_3\uparrow + 2H_2O$。

2.实验步骤：



反应装置 → 固体 + 固体 $\xrightarrow{\triangle}$ 气体（与用 $KClO_3$ 或 $KMnO_4$ 制 O_2 的装置相同）

↓

净化装置 → 用 碱石灰 干燥

↓

收集装置 → 向下排空气法

↓

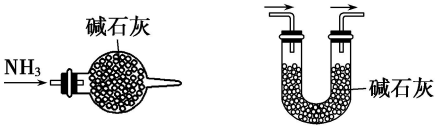
验满方法 →
①用湿润的红色石蕊试纸置于试管口，试纸变 蓝 色；
②将蘸有浓盐酸的玻璃棒置于试管口，有 白烟 产生

↓

尾气处理 →
收集时，一般在管口塞一团用水或稀硫酸浸湿的棉花球，可减小 NH_3 与空气的对流速度，收集到纯净的 NH_3

3.注意事项：

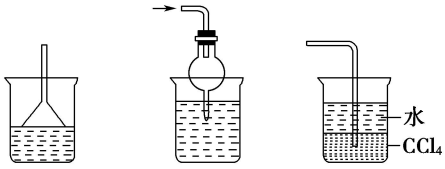
(1)净化装置：通常用碱石灰干燥氨气，不能用五氧化二磷、浓硫酸和无水氯化钙干燥。



(2)收集方法：向下排空气法收集，试管口塞一团疏松的棉花团，目的是防止氨气与空气形成对流，以收集到较纯净的氨气。

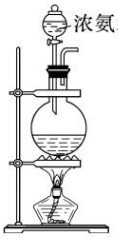
(3)尾气处理：多余的氨气要吸收掉(可在导管口放一团用水或稀硫酸浸润的棉花球)以避免污染空气。在吸收时要防

止倒吸，常采用的装置如图所示：



【理·考点精要】

1. 实验室制取氨的其他三种简易方法

方法	化学方程式(或原理)	气体发生装置
加热浓氨水	氨水具有不稳定性和挥发性，受热易分解。 化学方程式为 $NH_3\cdot H_2O\xlongequal{\triangle}NH_3\uparrow+H_2O$	
将浓氨水滴入固体 NaOH 中	NaOH 溶于水放热，促使氨水分解。且 OH^- 浓度的增大有利于 NH_3 的生成	
将浓氨水滴入固体 CaO 或碱石灰中	CaO 与水反应，使溶剂(水)减少；反应放热，促使氨水分解。化学方程式为 $NH_3\cdot H_2O+CaO=\!=\!=NH_3\uparrow+Ca(OH)_2$	

10 硝酸的性质

1.实验原理： $Cu+4H^++2NO_3^-=\!=\!=Cu^{2+}+2NO_2\uparrow+2H_2O$；$3Cu+8H^++2NO_3^-=\!=\!=3Cu^{2+}+2NO\uparrow+4H_2O$

2.实验步骤： 如下图，在橡胶塞侧面挖一个凹槽，并嵌入下端卷成螺旋状的铜丝。向两支具支试管中分别加入 2mL 浓硝酸和稀硝酸，用橡胶塞塞住试管口，使铜丝与硝酸接触。观察并比较实验现象。向上拉铜丝，终止反应。

3.实验现象：

(1)装浓硝酸的试管中铜丝溶解，产生红棕色气体，溶液逐渐变绿，铜丝逐渐变细。

(2)装稀硝酸的试管中铜丝溶解，试管内开始产生少量无色气体，反应逐渐加快，气体在试管上部变为红棕色，溶液逐渐变蓝，铜丝逐渐变细。

4.注意事项：

(1)硝酸几乎能与绝大多数金属(除 Au、Pt 外)反应，生成高价态金属的硝酸盐，本身一般被还原为 NO_2 或 NO。

(2)常温下，浓硝酸能使铁、铝钝化。

(3)浓硝酸可将碳、磷等非金属单质氧化成高价态的氧化物或含氧酸，本身被还原为 NO_2。

【理·考点精要】

1. 浓硝酸与 Cu 反应时，若 Cu 过量，反应开始时浓硝酸的还原产物为 NO_2，但随着反应的进行，硝酸变稀，其还原产物将为 NO，最终应得到 NO_2 与 NO 的混合气体，可利用氧化还原反应过程中化合价升降总数相等的守恒规律求解有关 Cu、HNO_3 和混合气体之间的量的关系。

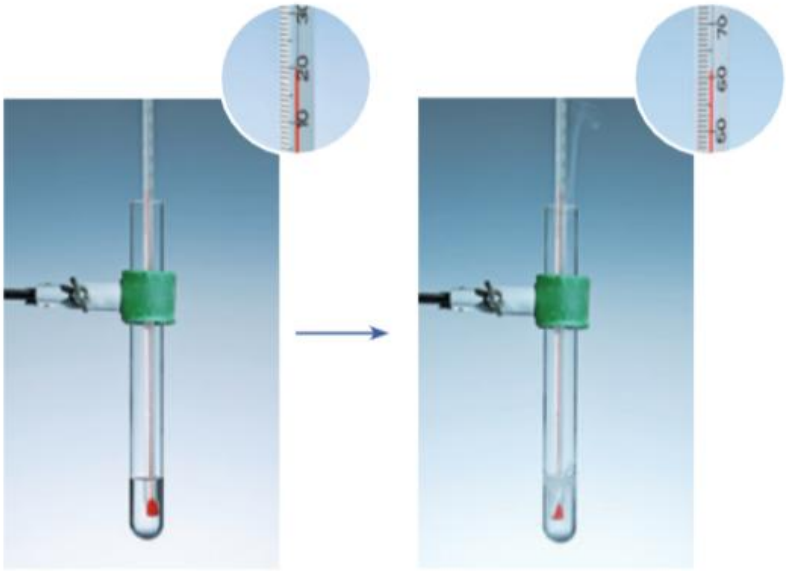
第四部分 化学反应原理实验汇总

01 化学反应的吸热和放热现象

一、放热反应

1.实验原理： $Mg+2HCl===MgCl_2+H_2\uparrow$ $\triangle H<0$

2.实验步骤： 在一支试管中加入 2 mL 2mol/L 的盐酸，并用温度计测量其温度。再向试管中放入用砂纸打磨光亮的镁条。观察现象，并用温度计测量溶液温度的变化。



3.实验现象： 试管中有大量气泡产生，试管壁发烫，溶液的温度升高。

4.注意事项：

(1)盐酸浓度建议为稀盐酸(如 1mol/L~2mol/L)，浓度过高会导致反应过于剧烈，氢气生成速率过快难以控制；浓盐酸易挥发，会使生成的氢气混有 HCl 气体，干扰现象观察。

(2)镁条需剪取适量长度(如 1cm~2cm)，去除表面氧化膜(用砂纸轻轻打磨至光亮)，避免氧化膜阻碍反应；用量不宜过多，防止产生氢气过量导致试管内压强过大。

(3)试剂用量不超过试管容积的 1/3，避免反应放热导致液体暴沸溢出。

二、吸热反应

1.实验原理： $Ba(OH)_2\cdot 8H_2O+2NH_4Cl=BaCl_2+2NH_3\uparrow+10H_2O$ $\triangle H>0$

2.实验步骤： 将 20g $Ba(OH)_2\cdot 8H_2O$ 晶体研细后与 10gNH_4Cl 晶体一起放入烧杯中，并将烧杯放在滴有几滴水的木片上，用玻璃棒快速搅拌，闻到气味后迅速用玻璃片盖上烧杯，用手触摸烧壁下部，试着用手拿起烧杯，观察现象。

3.实验现象： 有少许刺激性气味的气体产生；烧杯变凉，木片和烧杯底部粘接在一起。

4.注意事项：

(1)Ba (OH)$_2$ ·8H$_2$ O 晶体需提前研细，确保与 NH$_4$ Cl 晶体充分接触，避免块状晶体导致反应不彻底、吸热效果不明显。

(2)严格按比例称取试剂(20g $Ba(OH)_2 \cdot 8H_2O$ 与 10g NH_4Cl)，用量不足会减弱温度降低和“结冰粘木片”的现象，过量则可能导致试剂溢出。

(3)烧杯需干燥洁净，木片上滴加的水量不宜过多(2~3 滴即可)，过多水分难以被反应吸热冻结，无法观察到“烧杯粘木片”的现象。

(4)混合后用玻璃棒快速搅拌，搅拌时避免玻璃棒撞击烧杯内壁，防止烧杯破损；搅拌要均匀，确保两种晶体充分混合反应。

【理·考点精要】

1．吸热反应和放热反应的判断方法

(1)根据反应物和生成物的总能量的相对大小判断——决定因素。

若反应物的总能量大于生成物的总能量，属于放热反应，否则是吸热反应。

(2)根据化学键破坏或形成时的能量变化判断——用于计算。若破坏反应物中的化学键所吸收的能量小于形成生成物中化学键所放出的能量，属于放热反应，否则是吸热反应。

(3)根据反应物和生成物的相对稳定性判断。

由不稳定的物质(能量高)生成稳定的物质(能量低)的反应为放热反应，反之为吸热反应。

(4)根据反应条件判断。

凡是持续加热才能进行的反应一般就是吸热反应。

特别注意：化学反应是吸热反应还是放热反应与反应条件无必然的关系。具体如下：

	条件	实例
放热反应	加热或点燃	$2H_2+O_2 \xlongequal{\text{点燃}} 2H_2O$
	不需外加条件	$2Na+2H_2O=2NaOH+H_2\uparrow$
吸热反应	加热或点燃	$C+2CuO \xlongequal{\triangle} 2Cu+CO_2\uparrow$
	不需外加条件	$Ba(OH)_2 \cdot 8H_2O+2NH_4Cl=BaCl_2+2NH_3\uparrow+10H_2O$
经验规律	持续加热的反应一般为吸热反应	
结论	吸热反应和放热反应与反应条件无必然的关系	

02 中和反应反应热的测定

1.实验原理：

$HCl(aq)+NaOH(aq)=NaCl(aq)+H_2O(l)$ 或 $H^+(aq)+OH^-(aq)=H_2O(l)$ $\triangle H<0$(放热反应)

使一定量的酸、碱在稀溶液里完全反应，测量反应前后溶液的温度。

根据$\triangle H=-Q=-m\times C\times \triangle t$ 来计算酸碱反应的焓变。

通过酸碱中和反应中溶液温度的变化计算反应热，进而测定中和热。

$$\triangle H=-\frac{Q}{n(H_2O)}=\frac{mcAt}{n(H_2O)}$$

Q：中和反应放出的热量　　m：反应混合液的质量

c：反应混合液的比热容　　$\triangle t$：反应前后溶液温度的差值

$n(H_2O)$：水的物质的量

2.实验步骤：

请按照下列步骤，用简易量热计(如图 1-3)测量盐酸与 NaOH 溶液反应前后的温度

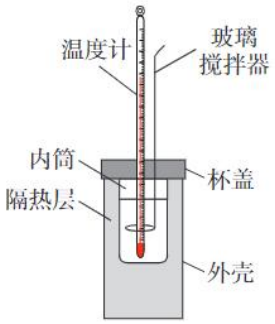


图 1-3　简易量热计示意图

(1)反应物温度的测量

①用量筒量取 50 mL 0.50 mol/L 盐酸，打开杯盖，倒入量热计的内筒，盖上杯盖，插入温度计，测量并记录盐酸的温度(数据填入下表)。用水把温度计冲洗干净，擦干备用。

②用另一个量筒量取 50 mL 0.55 mol/L NaOH 溶液围，用温度计测量并记录 NaOH 溶液的温度(数据填入下表)。用水把温度计冲洗干净，擦干备用。

(2)反应后体系温度的测量

打开杯盖，将量筒中的 NaOH 溶液迅速倒入量热计的内筒，立即盖上杯盖，插入温度计，用搅拌器匀速搅拌。密切关注温度变化，将最高温度记为反应后体系的温度(t_2)。用水把温度计冲洗干净，擦干备用。

(3)重复上述步骤(1)至步骤(2)两次。

3.数据处理

(1)取盐酸温度和 NaOH 溶液温度的平均值记为反应前体系的温度(t_1)。计算温度差(t_2-t_1)，将数据填入下表.

实验次数	反应物的温度/℃		反应前体系温度	反应后体系温度	温度差
	盐酸	NaOH 溶液	t_1/℃	t_2/℃	(t_1-t_2)/℃
1	25.0	25.2	25.1	28.5	3.4
2	24.9	25.1	25.0	28.3	3.3
3	25.6	25.4	25.5	29.0	3.5

设溶液的密度均为 1 $g\cdot cm^{-3}$，中和后溶液的比热容 $c=4.18\ J\cdot g^{-1}\cdot ℃^{-1}$，则反应放出的热量 $Q=cm\Delta t=c\cdot[m(\text{盐酸})+m(\text{NaOH 溶液})]\cdot(t_2-t_1)=4.18\ J\cdot g^{-1}\cdot ℃^{-1}\times(50\ g+50\ g)\times\frac{3.4+3.3+3.5}{2}℃\approx$1 421 J≈1.42 kJ。

那么生成 1 mol H_2O 放出的热量为$\frac{Q}{m(H_2O)}=\frac{1.42\ kJ}{0.025\ mol}=$56.8 kJ。

4.误差分析

若实验时有热量损失，所测中和热偏小，ΔH 偏大。求算出的中和热是否接近 kJ·mol^{-1}，取决于溶液的浓度、溶液的体积及温度的变化。引起中和热测定有较大误差的因素主要有：

①溶液浓度不准确；②溶液量取不准确；③隔热较差；④室温太低；⑤温度未读取到最高点等。

【理·考点精要】

注意事项：

1．盐酸和氢氧化钠溶液浓度的配制须准确，且氢氧化钠溶液的浓度须稍大于盐酸的浓度，以确保盐酸完全被中和。为使测得的中和热更准确，所用盐酸和氢氧化钠溶液的浓度宜小不宜大(不大于 1 mol/L)，以防浓酸、浓碱溶液稀释时放热。

2．实验中所用的盐酸和氢氧化钠溶液配好后要充分冷却至室温，才能测量其温度。

3．要使用同一支温度计。分别先后测量酸、碱及混合液的温度时，测定一种溶液后必须用水冲洗干净并用滤纸擦干(将温度计上的盐酸冲洗到小烧杯中)。

4．温度计的水银球部分要完全浸没在溶液中，而且要稳定一段时间后再读数，以提高所测温度的精度。

5．将 NaOH 溶液一次性快速倒入小烧杯中，不能撒到外面。

6．实验操作时动作要快，隔热和保温效果要好，以减少热量损失。

7．用环形玻璃搅拌棒轻轻搅拌(或上下搅拌)溶液使其充分反应。

8．测量温度一般要三次，取数据的平均值作为实验计算的依据。

9．反应物的量改变后，反应放出的热量也改变，但所求的中和热不变。

03 原电池的工作原理

1.实验原理：

锌片(负极)：$Zn-2e^-=Zn^{2+}$(氧化反应)；铜片(正极)：$Cu^{2+}+2e^-=Cu$(还原反应)；

总反应：$Cu^{2+}+Zn=Cu+Zn^{2+}$

2.实验步骤：如图 4-1 所示，将置有锌片的 $ZnSO_4$ 溶液和置有铜片的 $CuSO_4$ 溶液用一个盐桥连接起来，然后将锌片和铜片用导线接起来，并在中间串联一个电流表，观察现象。取出盐桥，观察电流表的指针有何变化。

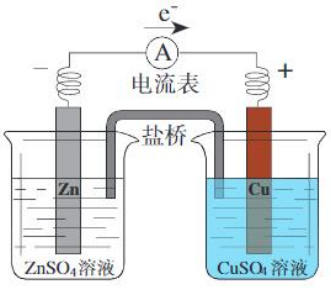


图 4-1　锌铜原电池示意图

3.实验现象：有盐桥存在时，锌片表面逐渐失去光泽，铜片上逐渐覆盖一层光泽的亮红色物质，电流计指针偏转。没有盐桥时，电流计指针回零，锌片和铜片上均无变化。

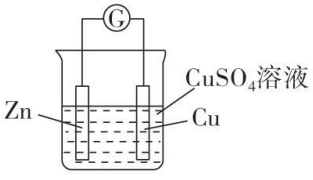
4.注意事项：

(1)盐桥通常是装有饱和 KCl 琼脂溶胶的 U 形管，溶液不致流出来，但离子则可以在其中自由移动。

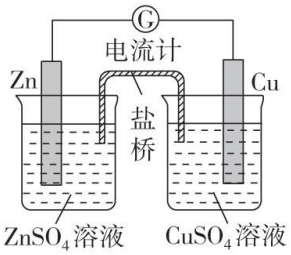
(2)单液锌铜原电池实验，除了上述现象外，溶液的温度会略微升高，化学能转化为电能和热能。

【理·考点精要】

1.单液原电池和双液原电池对比



单液原电池



双液原电池

比较项目		单液原电池	双液原电池
相同点		正负极，电极反应，总反应式，电极现象	
不同点	能量变化	化学能转化为电能和热能	化学能只转化为电能
	反应区域	两极反应在相同区域	两极反应在不同区域

2.双液原电池中盐桥的组成和作用

①盐桥中装有饱和的 KCl、KNO_3 等溶液和琼胶制成的胶冻。

②盐桥中离子移向：盐桥含饱和 KCl(KNO_3)溶液，K^+移向正极，Cl^-(NO_3^-)移向负极

③盐桥的作用：a.导电：连接内电路，形成闭合回路；b.平衡电荷，使原电池不断产生电流。c.隔离：使相互反应的物质不接触。

3.原电池原理的四大应用

(1)加快氧化还原反应速率

一个__自发__进行的氧化还原反应，设计成原电池时反应速率__加快__，例如 Zn 与稀硫酸反应时加入少量的 $CuSO_4$ 溶液能使产生氢气的速率加快。

(2)比较金属活动性强弱

两种金属分别作原电池的两极时，一般作负极的金属活动性比正极的__活泼__。

(3)用作金属的防护

使被保护的金属制品作原电池的__正__极而得到保护。例如，保护铁制输水管或钢铁桥梁，可用导线将其和一块锌块相连，使 Zn 作原电池的__负__极。

(4)设计制作化学电源

拆分反应—首先将氧化还原反应分成两个__半反应__

↓

选择电极材料—根据原电池的反应特点，结合两个半反应
将还原剂(一般为比较活泼金属)作__负极__
活泼性比负极弱的金属或非金属导体作__正极__

↓

构成闭合回路—如果两个半反应分别在两个容器中进行(中间连接盐桥)，则两个容器中的电解质溶液应含有与__电极材料__相同的金属的阳离子

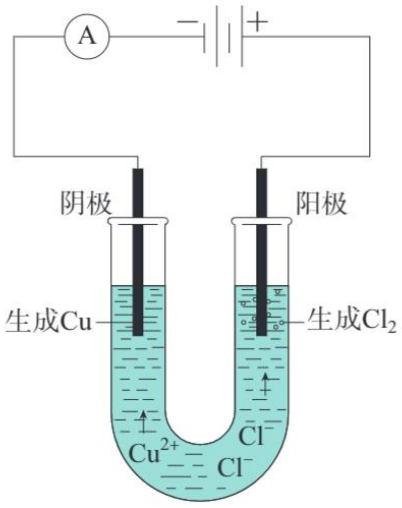
↓

画出装置图—结合要求及反应特点，画出原电池装置图，标出电极材料名称、正负极、电解质溶液等

04 电解池的工作原理

1.实验原理： 阴极：$Cu^{2+}+2e^-=Cu$；阳极：$2Cl^- - 2e^-=Cl_2\uparrow$；总反应：$CuCl_2 \xlongequal{电解} Cu+Cl_2\uparrow$

2.实验步骤： 在 U 型管中注入质量分数为 25%的 $CuCl_2$ 溶液，插入两根石墨棒作电极(如下图)，把湿润的碘化钾淀粉试纸放在与直流电源正极相连的石墨棒附近。接通直流电源，观察 U 型管内的现象和试纸颜色的变化。



3.实验现象：通电一段时间可观察到与电源正极相连的碳棒附近有气泡产生，并有刺激性气味，湿润的淀粉碘化钾试纸变蓝，证明产生的气体是氯气；与电源负极相连的碳棒底部有红色的固体覆盖。

4.注意事项：

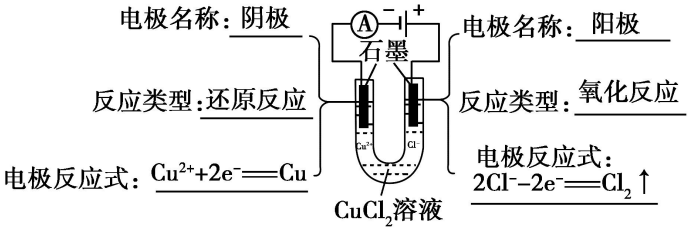
(1)金属活动性顺序中银以前的金属(含银)作电极时，由于金属本身可以参与阳极反应，称为金属电极或活性电极(如Zn、Fe、Cu、Ag 等)；金属活动性顺序中银以后的金属或非金属作电极时，称为惰性电极，主要有铂(Pt)、石墨等。

(2)电解时，在外电路中有电子通过，而在溶液中是靠离子移动导电，即电子不通过电解质溶液。

【理·考点精要】

电解池的工作原理

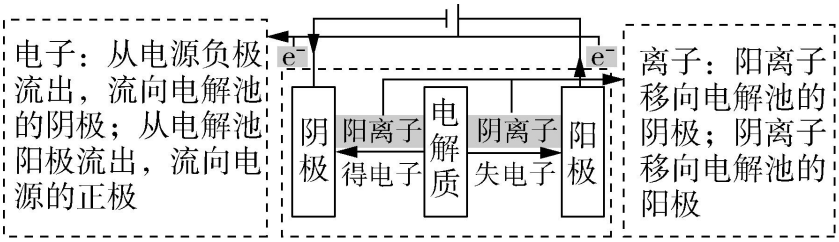
(1)电解池工作原理(以电解 $CuCl_2$ 溶液为例)。



总反应的化学方程式：$CuCl_2 \xlongequal{\text{通电}} Cu + Cl_2\uparrow$

总反应的离子方程式：$Cu^{2+} + 2Cl^- \xlongequal{\text{通电}} Cu + Cl_2\uparrow$

(2)电子和离子的移动方向(惰性电极)



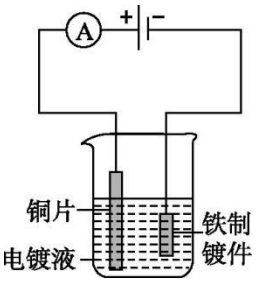
05 简单的电镀实验

1.实验原理：Fe 作阴极：$Cu^{2+}+2e^-=Cu$；Cu 作阳极：$Cu-2e^-=Cu^{2+}$

2.实验步骤：

(1)把铁制镀件用砂纸打磨干净，放入 1 $mol\cdot L^{-1}$ NaOH 溶液中除去油污， 然后用蒸馏水洗净。再放入 20%盐酸中除锈，几分钟后取出，并用蒸馏水洗净。

(2)把铁制镀件与 2～3 V 的直流电源的负极相连，铜片与直流电源的正极相连(如图)。将两极平行浸入电镀液中，两极间距约 5 cm， 5～10 min 后取出，观察镀件表面发生的变化。



3.实验现象：通电一段时间可观察到铜片逐渐溶解，变薄；铁片表面覆盖一层红色物质。

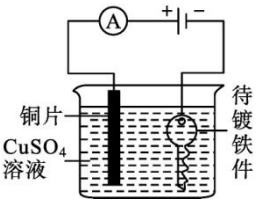
4.注意事项：

(1)电镀铜时，电解质溶液中 $c(Cu^{2+})$不变；

(2)电镀时，阳极(镀层金属)失去电子的数目与阴极镀层金属离子得到电子的数目相等，因此电镀液中电解质的浓度保持不变。

(3)电解或电镀时，电极质量减小的电极必为金属电极——阳极；电极质量增加的电极必为阴极，即溶液中的金属阳离子得电子变成金属附着在阴极上。

【理·考点精要】

类型		电镀(以待镀铁件镀铜为例)
定义		电镀是一种利用电解原理在某些金属表面镀上一薄层其他金属或合金的加工工艺
主要目的		使金属增强抗腐蚀能力、增强表面硬度和美观
示意图		
构成条件	阳极	镀层金属
	阴极	待镀金属
	电解液	含镀层金属阳离子
电极反应	阳极	$Cu-2e^-=Cu^{2+}$
	阴极	$Cu^{2+}+2e^-=Cu$
电解质溶液的浓度变化		$CuSO_4$ 溶液的浓度不变

06 制作简单的燃料电池

1.实验原理：

1.电解水：阴极：$4H_2O+4e^-=2H_2\uparrow+4OH^-$；阳极：$2H_2O-4e^-=O_2\uparrow+4H^+$，总反应式：$2H_2O\overset{电解}{=}2H_2\uparrow+O_2$

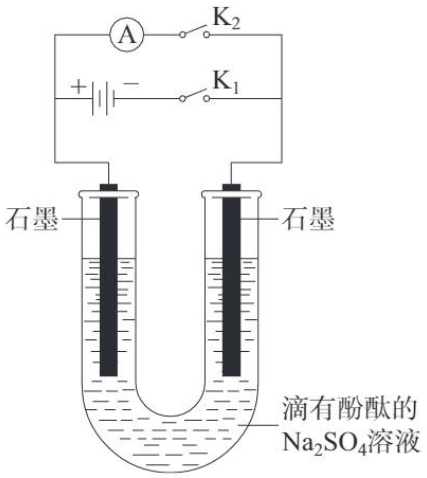
2.氢氧燃料电池：

负极：$2H_2-4e^-=4H^+$；正极：$O_2+4e^-+4H^+=2H_2O$，总反应式：$2H_2+O_2=2H_2O$

2.实验步骤：

1.电解水：在 U 形管中注入 1 $mol\cdot L^{-1}$ Na_2SO_4 溶液，再滴入 2 滴酚酞溶液。在 U 形管的两边分别插入一根石墨棒，并用鳄鱼夹、导线连接直流电源。闭合 K_1，接通直流电源开始电解，观察现象。

2.制作一个氢氧燃料电池：当电解水进行 2 min 后，打开 K_1，断开直流电源，将两根石墨棒用导线分别与电流表连接，闭合 K_2，观察现象。



3.实验现象:

(1)阳极产生气泡，阴极产生气泡，电极附近的溶液变红，阳极液面高。

(2)电流表指针偏转。

4.注意事项:

1.用惰性电极电解硫酸钠溶液时，为何实质上是电解水?

【解析】用惰性电极电解硫酸钠溶液时，阳离子放电顺序为 $H^+>Na^+$，H+在阴极得电子生成氢气，而阴离子放电顺序为 $OH^->SO_4^{2-}$，OH^-在阳极上失电子生成 O_2，故实际是水的电解。

2.用石墨电极电解硫酸钠溶液时，滴加酚酞有何现象?

【解析】用石墨电极电解硫酸钠溶液时，阴极是水电离出的 H^+放电生成氢气，电极附近剩余 OH^-，阴极溶液呈碱性，使酚酞变红。

3.本实验开始时电解水，为什么不直接电解蒸馏水而是电解 1 $mol\cdot L^{-1}$ Na_2SO_4 溶液?

【解析】蒸馏水中离子浓度极小，导电能力很差，电解产生气体的速率极小;使用 1 $mol\cdot L^{-1}$ Na_2SO_4 溶液，增大溶液中离子的浓度以增强溶液的导电性，并且 Na^+和 SO_4^{2-}均不参与电极反应，实质还是电解水。

4.本实验可使用哪些溶液代替 Na_2SO_4 溶液实现电解水?

【解析】用惰性电极电解强碱溶液(如 NaOH 溶液)、无机含氧酸溶液(如稀硫酸)、活泼金属的含氧酸盐溶液(如 KNO_3 溶液)等，其本质都是电解水。

5.若设计甲烷碱性(KOH 溶液)燃料电池，正、负极分别通入什么气体?写出电极反应式。

【解析】负极通入甲烷，电极反应式:$CH_4+10OH^--8e^-=CO_3^{2-}+7H_2O$;正极通入氧气，电极反应式:$O_2+2H_2O+4e^-=4OH^-$。

【理·考点精要】

1.电解类型

类型	电极反应特点	例子	实际电解对象	电解质浓度	溶液pH	电解质溶液复原
电解电解质型	电解质的离子放电	HCl	HCl	减少	增大	加 HCl
		$CuCl_2$	$CuCl_2$	减少		加 $CuCl_2$
电解水型	阳极 OH^-放电，阴极 H^+放电	NaOH	H_2O	增大	增大	加 H_2O
		H_2SO_4	H_2O	增大	减小	加 H_2O
		Na_2SO_4，KNO_3	H_2O	增大	不变	加 H_2O
放出氢气生成碱型	阴极 H^+放电	NaCl	电解质和水	部分离子浓度减少	增大	加 HCl
		KBr				加 HBr
放出氧气	阳极 OH^-放电	$AgNO_3$	电解质	部分离子浓度减	减小	加 Ag_2O

生成酸型		$CuSO_4$	和水	少		加 CuO

2.燃料电池

名称	电解质	电极反应和总反应
氢氧燃料电池	KOH	正极：$O_2+4e^-+2H_2O=\!=\!=4OH^-$ 负极：$2H_2-4e^-+4OH^-=\!=\!=4H_2O$ 总反应：$2H_2+O_2=\!=\!=2H_2O$
	H_2SO_4	正极：$O_2+4e^-+4H^+=\!=\!=2H_2O$ 负极：$2H_2-4e^-=\!=\!=4H^+$ 总反应：$2H_2+O_2=\!=\!=2H_2O$
甲烷燃料电池	KOH	正极：$2O_2+4H_2O+8e^-=\!=\!=8OH^-$ 负极：$CH_4+10OH^--8e^-=\!=\!=CO_3^{2-}+7H_2O$ 总反应：$CH_4+2O_2+2KOH=\!=\!=K_2CO_3+3H_2O$
甲醇燃料电池	KOH	正极：$3O_2+6H_2O+12e^-=\!=\!=12OH^-$ 负极：$2CH_3OH+16OH^--12e^-=\!=\!=2CO_3^{2-}+12H_2O$ 总反应：$2CH_3OH+3O_2+4KOH=\!=\!=2K_2CO_3+6H_2O$
肼燃料电池	KOH	正极：$O_2+2H_2O+4e^-=\!=\!=4OH^-$ 负极：$N_2H_4+4OH^--4e^-=\!=\!=N_2+4H_2O$ 总反应：$N_2H_4+O_2=\!=\!=N_2+2H_2O$

07 铁钉的吸氧腐蚀实验

1.实验原理：

(1)负极：$2Fe-4e^-=2Fe^{2+}$；正极：$O_2+4e^-+2H_2O=4OH^-$；总反应：$2Fe+2H_2O+O_2=2Fe(OH)_2$；

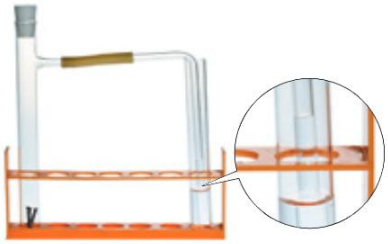
后续反应：$Fe(OH)_2\xrightarrow{O_2}Fe(OH)_3\rightarrow Fe_2O_3\cdot xH_2O$

(2)负极：$Zn-2e^-=Zn^{2+}$；正极：$2H+2e^-=H_2$；总反应：$Zn+2H^+=Zn^{2+}+H_2$

2.实验步骤：

(1)将经过酸洗涤除锈的铁钉用饱和食盐水浸泡一下，放入下图所示的具支试管中。几分钟后，观察导管中水柱的变化，解释引起这种变化的原因。

(2)取两支试管，分别放入两颗锌粒和等体积、等浓度的稀盐酸，观察现象。然后，向其中一支试管中滴加 1-2 滴硫酸铜溶液，再观察现象。解释引起这种变化的原因。



3.实验现象：

(1)几分钟后，导管末端的水柱液面上升，铁钉表面有锈迹产生

(2)滴有硫酸铜溶液的试管中产生气泡的速率快

4.注意事项：

(1)装置中铁、碳和饱和食盐水构成原电池，铁钉发生吸氧腐蚀，装置的气密性必须良好，否则很难观察到导管末端的水柱高度变化。

(2)Zn 与 $CuSO_4$ 反应生成 Cu，Zn、Cu 和稀盐酸构成原电池，形成电化学腐蚀，速率更快。

【理·考点精要】

判断金属腐蚀快慢的规律

(1)对同一电解质溶液来说，腐蚀速率的快慢：电解原理引起的腐蚀>原电池原理引起的腐蚀>化学腐蚀>有防腐措施的腐蚀。

(2)对同一金属来说，在不同溶液中腐蚀速率的快慢：强电解质溶液中>弱电解质溶液中>非电解质溶液中。

(3)活动性不同的两种金属，活动性差别越大，腐蚀速率越快。

(4)对同一种电解质溶液来说，电解质溶液浓度越大，金属腐蚀越快。

08 牺牲阳极法实验

1.实验原理:

(1)锌电极：$Zn-2e^-=Zn^{2+}$；铁电极：$2H^++2e^-=H_2\uparrow$；总反应：$Zn+2H^+=Zn^{2+}+H_2\uparrow$

(2)负极：$Zn-2e^-=Zn^{2+}$；正极：$2H+2e^-=H_2$；总反应：$Zn+2H^+=Zn^{2+}+H_2$

2.实验步骤:

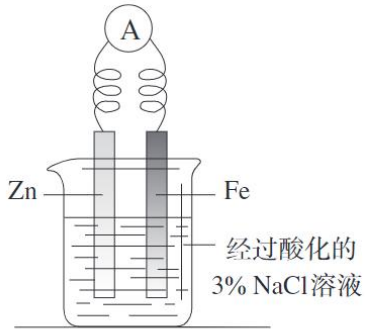


图 4-26　牺牲阳极法实验（1）

（a）　　（b）

图 4-27　牺牲阳极法实验（2）

3.实验现象:

(1)电流表指针偏转；阳极(负极区)；阴极(正极区)有气泡产生，无蓝色沉淀生成。

(2)4-27(a)铁钉周围变红，图 4-27(b)铁钉周围生成蓝色沉淀，铜丝周围变红。

4.注意事项:

(1)确认阳极材料(如锌、铝合金)纯度，避免杂质影响牺牲效率。

(2)处理待保护金属表面，去除油污、锈蚀，保证与电解质接触良好。

(3)检查实验装置(导线、电流表、容器)无破损，电路连接牢固。

【理·考点精要】

1.裹有锌皮的铁钉在食盐的琼脂溶液中形成腐蚀电池，属于吸氧腐蚀。锌比铁活泼，锌一端为负校(卧阳极)，锌失去电子变成锌离子铁需为王极(阴极)，氧气得到电子，性成氢氧根离子使该端溶液的碱性增强酚酞变红。

2.缠有铜丝的铁钉在食盐的琼脂溶液中形成腐蚀电池，属于吸氧腐蚀。铁比铜活泼，铁一端为负极(阳极)，铁失去电子变成铁离子，铁离子与 $K_3[Fe(CN)_6]$反应生成蓝色沉淀；铜一端为正极(阴极)，氧气得到电子，生成的氢氧根离子使该端溶液的碱性增强，酚酞变红。

09 探究影响化学反应速率的因素

一、浓度、温度对化学反应速率的影响

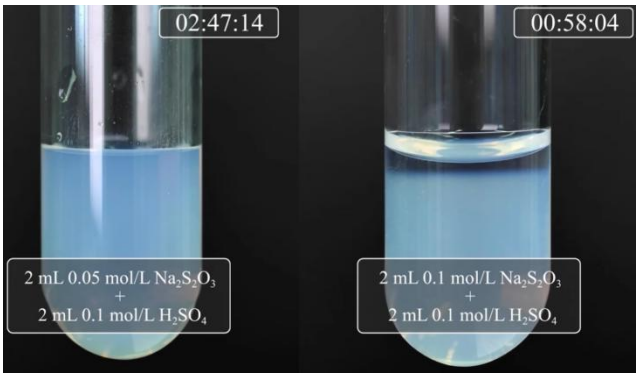
1.实验原理: 硫代硫酸钠与硫酸反应会生成不溶于水的硫：$Na_2S_2O_3+H_2SO_4=Na_2SO_4+SO_2\uparrow+S\downarrow+H_2O$

反应生成的硫使溶液出现乳白色浑浊，比较浑浊现象出现所需时间的长短，可以判断该反应进行的快慢。在不同浓度和温度条件下分别进行上述反应，并比较其反应快慢，可以看出反应物浓度和温度对该反应速率的影响。

2.实验步骤:

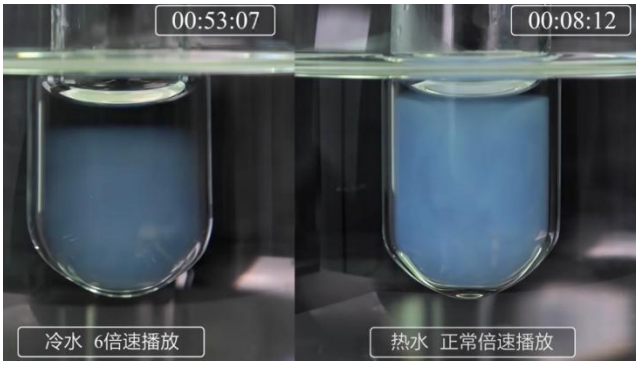
(1)取两支试管，各加入 5mL 0.1 mol/L$Na_2S_2O_3$溶液，然后向一支试管中加入 5mL 0.1 mol/LH_2SO_4溶液，向另一支试

管中加入 5mL 0.5 mol/LH_2SO_4溶液，记录出现浑浊的时间。



出现相同浑浊现象所需要的时间不同

(2)取两支试管，各加 5mL0.1 mol/L$Na_2S_2O_3$溶液，另取两支试管各加入 5mL0.1mol/LH_2SO_4溶液，将四支试管分成两组(各有一支盛有 $Na_2S_2O_3$溶液和 H_2SO_4溶液的试管)，一组放入冷水中，另一组放入热水中，经过一段时间后，分别混合并振荡，记录出现浑浊的时间。



出现浑浊时所需要的时间不一样

3.实验现象:

(1)加入 0.5 mol/LH_2SO_4溶液的试管中出现浑浊所用的时间短。

(2)放入热水的试管中出现浑浊所用的时间短，放入冷水的试管中出现浑浊所用的时间长。

4.注意事项:

(1)固体和纯液体的浓度可视为常数，改变其物质的量，对反应速率无影响。

(2)若某物质的浓度变化改变了其性质，反应实质可能发生改变，要具体分析反应速率的变化(如铁与稀硫酸反应，在一定浓度范围内反应速率与浓度有关，但常温下铁遇浓硫酸钝化)。

(3)固体物质的反应速率与其表面积有关，颗粒越小，表面积越大，反应速率就越快，故块状固体可通过研磨来增大表面积，从而加快反应速率。

(4)对于离子反应，只有实际参加反应的各离子浓度发生变化，才会引起化学反应速率的改变。

(5)温度对反应速率的影响适用于任何反应，无论是放热反应还是吸热反应，升高温度，反应速率都增大，降低温度，反应速率都减小。

(6)对于可逆反应，升高温度，正、逆反应速率都增大，但吸热反应方向的反应速率增大的程度更大；降低温度，正、逆反应速率都减小，但吸热反应方向的反应速率减小的程度更大。

(7)大量实验证明，温度每升高 10℃，化学反应速率通常增大为原来的 2~4 倍，利用这一规律可以对一些化学反应速率进行粗略估算。

二、催化剂对化学反应速率的影响

1.实验原理：过氧化氢分解会产生氧气，在有或无催化剂存在下进行对比实验，通过观察氧气产生的快慢可以看出催化剂对该反应速率的影响。

2.反应步骤：在两支试管中各加入 2mL5%H_2O_2 溶液，再向两支盛有 H_2O_2 溶液的试管中分别加入 0.1 mol/L $FeCl_3$ 溶液和 H_2O 各 1mL，摇匀，比较产生气泡的快慢

3.实验现象：加入 $FeCl_3$ 溶液的试管中，产生气泡快；加入 H_2O 的试管中，产生气泡缓慢。

4.注意事项：

(1)催化剂只能改变化学反应速率，不能改变反应方向，也不能改变反应热的大小。

(2)同一催化剂能同等程度地改变化学反应的正、逆反应速率。

【理·考点精要】

1．内因：反应物的组成、结构和性质等因素。

2．外界因素(其他条件相同)

(1)温度：①基本规律：温度越高，化学反应速率越快

②经验规律：一般温度每升高 10℃，其反应速率增加 2～4 倍

(2)压强：气体反应的压强越大，化学反应速率越快

(3)浓度：浓度越大，化学反应速率越快

(4)催化剂：使用适当的催化剂可以显著改变化学反应速率

(5)接触面积：反应物的颗粒越小，接触面积越大，化学反应速率越快

(6)原电池：形成原电池，可以加快氧化还原反应的速率

3．特殊情况

(1)温度：①催化反应，升高温度，催化剂可能失活，反应速率减慢

②有机反应，升高温度，有可能发生副反应，主反应速率减慢

(2)压强：①改变非气体反应的压强，反应速率不变 ②改变等体反应的压强，$v_{正}$和$v_{逆}$变化幅度相同

(3)浓度：①固体和纯液体的浓度为定值，改变固体或纯液体的用量，反应速率不变

②加入固体物质，有可能改变接触面积，反应速率可能加快

(4)无关气体：①恒容容器通无关气体，压强增大，浓度不变，速率不变

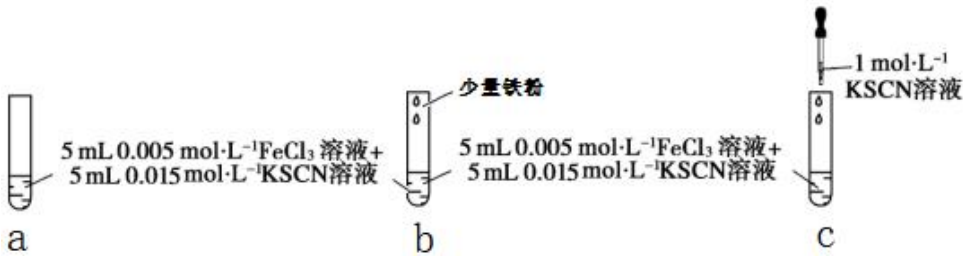
②恒压容器通无关气体，体积变大，浓度减小，速率减慢

10 探究影响化学平衡移动的因素

一、浓度对化学平衡移动的影响

1.实验原理：$Fe^{3+}+3SCN^- \rightleftharpoons Fe(SCN)_3$(红色)

2.实验步骤：向盛有 5mL 0.005mol/L $FeCl_3$ 溶液的试管中加入 5mL 0.015mol/LKSCN 溶液，将溶液均分三份置于 a、b、c 三支试管中，向试管 b 中加入少量铁粉，向试管 c 中滴加加 4 滴 1mol/LKSCN 溶液，观察试管 b、c 中溶液颜色变化，并均与 a 试管对比。



3.实验现象：(1)试管 b 中溶液颜色比 a 试管浅。(2)试管 c 中溶液颜色比 a 试管浅。

4.注意事项：

(1)本实验的关键是第一次获得的溶液浓度要小、红色要浅。

(2)本实验所加 4 滴 1mol/LKSCN 溶液，一方面浓度明显高于原来的 0.015mol/L，另一方面体积改变可以忽略不计，很好地控制了单一变量。

(3)作为离子反应，只有改变实际参加反应的离子浓度，对平衡才有影响，如增加 KC1 固体量，平衡不移动，因为 KCl 不参与离子反应。

二、压强对化学平衡移动的影响

1.实验原理： $2NO_2$(红棕色)⇌ $2N_2O_4$ (g)(无色)　　ΔH= -56.9KJ/mol

2.实验步骤： 如图 2—6 所示，用 50mL 注射器吸入 20mLNO_2 和 N_2O_4 的混合气体(使注射器的活塞位于Ⅰ处)，将细管端用橡胶塞封闭。然后把活塞拉到Ⅱ处，观察管内混合气体颜色的变化。当反复将活塞从Ⅱ处推到Ⅰ处及从Ⅰ处拉到Ⅱ处时，观察管内混合气体颜色的变化。

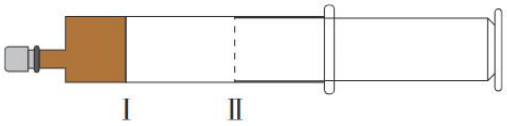


图 2-6　压强对化学平衡的影响

3.实验现象： 体系压强增大，气体的红棕色先变深，然后慢慢变浅，但比压强增大前深；体系压强减小，气体的红棕色先变浅，然后慢慢变深，但比压强减小前浅。

4.注意事项：

(1)制备 NO_2 气体时需纯度达标，避免混入空气等杂质影响颜色观察和平衡状态。

(2)气体充入容器后需迅速密封，减少 NO_2 与外界的交换，保证初始平衡状态稳定。

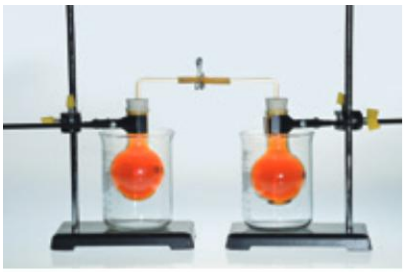
(3)加压时观察体积减小后的颜色变化(先深后浅)，减压时观察体积增大后的颜色变化(先浅后深)，需等待体系稳定后再记录现象。

(4)控制单一变量，实验过程中保持温度不变，避免温度变化干扰平衡移动。

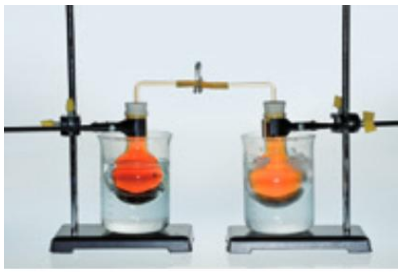
三、温度对化学平衡移动的影响

1.实验原理： $2NO_2$(红棕色)⇌ $2N_2O_4$ (g)(无色)　　ΔH= -56.9KJ/mol

2.实验步骤： 把 NO_2 和 N_2O_4 的混合气体通入两只连通的烧瓶，然后用弹簧夹夹住乳胶管；把一只烧瓶浸泡在热水中，另一只浸泡在冰水中。如图，观察混合气体的颜色变化。



(a)



(b)

装有 NO_2 和 N_2O_4 混合气体的烧瓶(a)，　　分别浸泡在热水(左)和冰水(右)中(b)

3.实验现象： 浸泡在热水中混合气体颜色加深，说明升高温度 NO_2 浓度增大，即平衡向逆反应(吸热反应)方向移动；浸泡在冰水中混合气体颜色变浅，说明降低温度 NO_2 浓度减小，即平衡向正反应(放热反应)方向移动。

4.注意事项：

(1)热水温度稍高一点为宜，否则颜色变化不明显。

(2)可留一个室温下的参照物便于颜色对比。

【理·考点精要】

(1)无气态物质存在的化学平衡，由于改变压强不能改变化学反应速率，所以改变压强不能使平衡发生移动。

(2)在容积不变的密闭容器中，气体反应已达到平衡，若向该容器中充入与反应体系无关的气体，化学平衡不移动，原

因是气态反应物、生成物的浓度未改变。

(3)在容积可变的恒压容器中，充入与反应体系无关的气体，此时虽然总压强不变，但各气态物质的浓度减小(相当于减压)，平衡向气体体积增大的方向移动。

(4)对于反应前后气体分子数相等的可逆反应，改变压强后，正、逆反应速率同等程度地改变。因此，增大或减小压强不能使化学平衡发生移动。

11 弱电解质的电离

1.实验原理： $Mg+2H^+=Mg^{2+}+H_2\uparrow$，$Mg+2CH_3COOH=Mg^{2+}+2CH_3COO^-+H_2\uparrow$

2.实验步骤： 取相同体积的 0.1mol/L 盐酸和醋酸，比较它们 pH 的大小，试验其导电能力，并分别与等量的镁条反应，观察、比较记录现象。

3.实验现象：

(1)0.1mol/L 盐酸 pH=1，导电能力强，与镁条反应快。 (2)0.1mol/L 醋酸 pH=2.8，导电能力弱，与镁条反应慢。

4.注意事项：

(1)HCl 是强电解质，完全电离，醋酸是弱电解质，部分电离。

(2)浓度相同的盐酸和醋酸，盐酸电离出氢离子离子浓度大，酸性强，pH 值小，导电能力强，与镁条反应实质上是镁与氢离子的反应，盐酸中氢离子浓度大，反应快。

【理·考点精要】

强、弱电解质的比较

	强电解质	弱电解质
定义	在水溶液中完全电离的电解质	在水溶液中部分电离的电解质
化学键种类	离子键、强极性键	极性键
化合物类型	离子化合物，某些具有极性键的共价化合物	某些具有极性键的共价化合物
电离过程	不可逆，不存在电离平衡	可逆，存在电离平衡
电离程度	完全电离	部分电离
表示方法	用“═══”表示	用“$\rightleftharpoons$”表示
示例	$Na_2SO_4═══2Na^+ + SO_4^{2-}$	$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$
溶液中溶质微粒的种类	离子，无强电解质分子	离子和分子

12 强酸与强碱的中和滴定

1.实验原理：

(1)中和反应的实质：$H^+ + OH^- = H_2O$；用 0.1000 mol/L 盐酸滴定 20.00 mL 未知的浓度的 NaOH 溶液

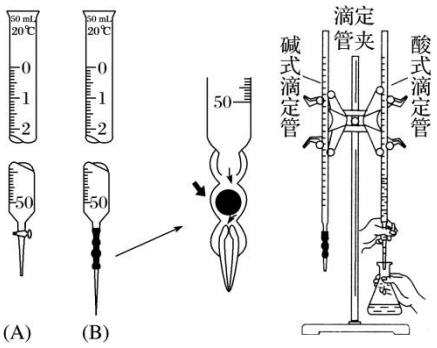
(2)酸碱恰好反应时：$n(H^+)_{酸} = n(OH^-)_{碱}$，即 $c(H^+)_{酸}\cdot V_{酸} = c(OH^-)_{酸}\cdot V_{碱}$

(3)待测液浓度的计算：$c(待)=\dfrac{c(标)\cdot V(标)}{V(待)}$

2.仪器使用：

(1)仪器

图(A)是酸式滴定管、图(B)是碱式滴定管、滴定管夹、铁架台、锥形瓶。



(2)试剂：标准液、待测液、指示剂、蒸馏水。

(3)滴定管

①构造："0"刻度线在上方，尖嘴部分无刻度。

②精确度：读数可精确到 0.01 mL。

③洗涤：先用蒸馏水洗涤，再用待装液润洗。

④排泡：酸、碱式滴定管中的液体在滴定前均要排出尖嘴中的气泡。

3.实验步骤： 以标准盐酸滴定待测 NaOH 溶液为例

(1)滴定前的准备

A 滴定管：查漏→洗涤→润洗→装液→调液面→记录。

①检查：使用滴定管前，首先要检查是否漏水，在确保不漏水后方可使用。

②润洗：滴定管加入酸、碱反应液之前，先用蒸馏水洗涤干净，然后分别用待盛液润洗 2~3 遍。

③装液：分别将酸、碱反应液加入酸式、碱式滴定管中，使液面位于"0"刻度以上 2~3cm 处。

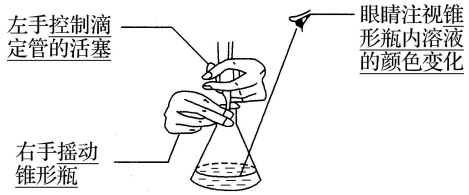
④调液：调节活塞或玻璃球，使滴定管尖嘴部分充满反应液，并使液面处于"0"刻度或"0"刻度以下。

⑤记录：记录初始液面刻度。

⑥放液：从碱式滴定管中放出一定量的 NaOH 溶液于锥形瓶中，并滴 2～3 滴指示剂(甲基橙或酚酞)。

B 锥形瓶：注碱液→记体积→加指示剂。

(2)滴定：①左手控制滴定管活塞，右手摇动锥形瓶。②眼睛注视锥形瓶内溶液颜色的变化。



(3)终点判断：等到滴入最后半滴标准液，指示剂变色，且在半分钟内不恢复原来的颜色，视为滴定终点并记录标准液的体积。

(4)数据处理：按上述操作重复二至三次，求出用去标准盐酸体积的平均值，根据 $c(\mathrm{NaOH})=\frac{c_{\mathrm{HCl}}\cdot V_{\mathrm{HCl}}}{V_{\mathrm{NaOH}}}$ 计算。

4.注意事项：

(1)酸式滴定管只能盛装酸性、氧化性溶液，不能盛装碱性溶液，因为碱性物质易腐蚀玻璃，致使玻璃活塞无法打开。

(2)碱式滴定管只能盛装碱性溶液，能盛装酸性、氧化性溶液，因为氧化性物质易腐蚀橡胶管。

(3)由于滴定管尖嘴处无刻度，故将滴定管中的液体全部放出时，放出的液体体积比理论值要大。

(4)操作注意事项

①滴速：先快后慢，当接近终点时，应一滴一摇。

②终点：最后一滴恰好使指示剂颜色发生明显的改变且半分钟内不变色，读出 V(标)记录。

③在滴定过程中，左手控制活塞或玻璃小球，右手摇动锥形瓶，两眼注视锥形瓶内溶液颜色的变化。

【理·考点精要】

1.指示剂的选择

(1)中和反应恰好完全反应的时刻叫滴定终点。为准确判断滴定终点，必须选用变色明显、变色范围的 pH 与终点的 pH 相一致的酸碱指示剂。通常选用酚酞或甲基橙，而不选用颜色变化不灵敏的石蕊。

(2)中和滴定中，酸碱指示剂的用量及颜色变化

滴定 种类	选用的 指示剂	指示剂 用量	滴定终点 颜色变化	滴定终点 判断标准
强酸滴 定强碱	甲基橙	2～3 滴	黄色→橙色	当指示剂恰好变色并在半分钟内不恢复原色时，即认为达到滴定终点
	酚酞		红色→无色	
强酸滴 定弱碱	甲基橙		黄色→橙色	
强碱滴 定强酸	甲基橙		红色→黄色	
	酚酞		无色→粉红色	
强碱滴 定弱酸	酚酞		无色→粉红色	

2.误差分析

(1)误差分析的方法

依据原理 c(标准)·V(标准)=c(待测)·V(待测)，得 $c(\text{待测})=\dfrac{c\ \text{标准}\ \cdot V\ \text{标准}}{V\ \text{待测}}$，因为 c(标准)与 V(待测)已确定，所以只要分析出不正确操作引起 V(标准)的变化，即分析出结果。

(2)常见误差分析

以标准酸溶液滴定未知浓度的碱(酚酞作指示剂)为例，常见的因操作不正确而引起的误差有：

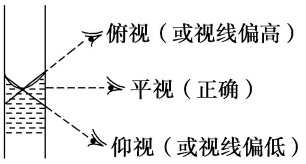
A、仪器洗涤

①酸式滴定管水洗后，未润洗(偏高)；②酸式滴定管水洗后，误用待测液润洗(偏高)；③碱式滴定管水洗后，未润洗(偏低)；④锥形瓶水洗后，用待测液润洗(偏高)。

B、量器读数

①滴定前俯视酸式滴定管，滴定后平视(偏高)；

②滴定前仰视酸式滴定管，滴定后俯视(偏低)如图所示；



③滴定完毕后，立即读数，半分钟后颜色又褪去(偏低)。

C、操作不当

①滴定前酸式滴定管尖嘴部分有气泡，滴定结束后气泡消失(偏高)；

②滴定过程中，振荡锥形瓶时，不小心将溶液溅出(偏低)；

③滴定过程中，锥形瓶内加少量蒸馏水(无影响)。

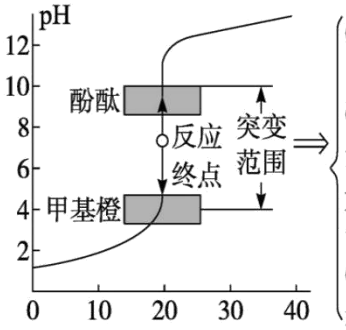
(3)以用标准盐酸滴定待测 NaOH 溶液为例，用偏高、偏低或无影响填表。

步骤	操作	c(NaOH)
洗涤	未用标准溶液润洗酸式滴定管	偏高
	锥形瓶用待测溶液润洗	偏高
	未用待测溶液润洗取用待测液的滴定管	偏低
	锥形瓶洗净后瓶内还残留有少量蒸馏水	无影响
取液	取碱液的滴定管尖嘴部分有气泡且取液结束后气泡消失	偏低
滴定	滴定完毕后立即读数，半分钟后颜色又褪去	偏低
	滴定前滴定管尖嘴部分有气泡，滴定后消失	偏高

	滴定过程中振荡时有液滴溅出	偏低
	滴定过程中，锥形瓶内加少量蒸馏水	无影响
读数	滴定前仰视读数或滴定后俯视读数	偏低
	滴定前俯视读数或滴定后仰视读数	偏高

3.滴定曲线

(以 0.100 0 mol·L-1 NaOH 溶液滴定 20.00 mL 0.100 0 mol·L-1 盐酸为例)



⇒ ①开始时加入的碱对pH的影响较小
②当接近滴定终点时，很少量(0.04 mL，约一滴)碱引起pH的突变，导致指示剂的变色即反应完全，达到终点
③终点后，加入的碱对pH的影响较小

理论上，强酸强碱完全反应时溶液的 pH 应为 7，滴定终点应选用 pH = 7 时变色的指示剂；但从实验数据可以看出，开始时由于被中和的酸(或碱)的浓度较大，加入少量的碱(或酸)对其 pH 影响不大，上图中，当滴加 NaOH 溶液的体积从 19.98 mL 变为 20.02 mL(只滴加 1 滴)时，pH 从 4.3 突变至 9.7，因此只要选择变色范围在这一突变范围内的指示剂就不会造成很大的误差。

说明：(1)酸碱恰好中和时溶液不一定呈中性,最终溶液的酸碱性取决于生成盐的性质,强酸强碱盐的溶液呈中性,强碱弱酸盐的溶液呈碱性,强酸弱碱盐的溶液呈酸性。

(2)滴定终点是通过指示剂颜色的变化来控制停止滴定的“点”,滴定终点与恰好反应越吻合,测定的误差越小。

13 盐类的水解及其应用

一、用 pH 试纸或 pH 计测定盐溶液的酸碱性

1.实验步骤： 用 pH 试纸分别测定下列 6 种盐溶液的 pH，记录测定结果：

盐	NaCl	Na_2CO_3	NH_4Cl	KNO_3	CH_3COONa	$(NH_4)_2SO_4$
盐溶液的酸碱性	pH=7	pH>7	pH<7	pH=7	pH>7	pH<7
盐的类型	强酸强碱盐	弱酸强碱盐	强酸弱碱盐	强酸强碱盐	弱酸强碱盐	强酸弱碱盐

3.实验结论：

盐的类型	强酸强碱盐	强碱弱酸盐	强酸弱碱盐
盐溶液的酸碱性	中性	碱性	酸性

4.注意事项：

(1)盐溶液不一定呈中性，可能呈酸性或城性，这是由形成盐的阳离子和阴离子的性质决定的。

(2)发生水解的盐溶液不一定呈酸性或碱性，也可能呈中性。若是弱酸弱碱盐，且弱酸根离子结合 H^+的能力与弱碱阳离子结合 OH^-的能力相同，使得 $c(H^+)=c(OH^-)$，则液呈中性，如 CH_3COONH_4 溶液。

二、探究反应条件对 $FeCl_3$ 水解平衡的影响

1.实验原理： $Fe^{3+} + 3H_2O \rightleftharpoons Fe(OH)_3 + 3H^+$

2.实验步骤：

(1)把 0.01mol/L 的 $FeCl_3$ 溶液用水浴加热；

(2)向 0.01mol/L 的 $FeCl_3$ 溶液中加入少量 $FeCl_3$ 晶体；

(3)向 0.01mol/L 的 $FeCl_3$ 溶液中加入少量盐酸；

3.实验现象：

红褐色变深

红褐色变深

红褐色变浅

4.注意事项：

(1)升温时用水浴加热，避免直接煮沸(高温可能导致 $FeCl_3$ 彻底水解生成沉淀)，温度控制在 30-80℃为宜。

(2)$FeCl_3$ 溶液需现配现用，避免因水解生成 $Fe(OH)_3$ 胶体或沉淀，影响初始实验状态。

【理·考点精要】

1．在科学研究中的应用

应用	举例
判断溶液的酸碱性	如 $FeCl_3$ 溶液显酸性，原因是 $Fe^{3+}+3H_2O \rightleftharpoons Fe(OH)_3+3H^+$
配制或贮存易水解的盐溶液	配制 $CuSO_4$ 溶液时，加入少量 H_2SO_4，防止 Cu^{2+} 水解；贮存 Na_2CO_3、Na_2SiO_3 溶液时，不能用磨口玻璃塞，应用带有橡胶塞的试剂瓶
胶体的制取	制取 $Fe(OH)_3$ 胶体的反应：$Fe^{3+}+3H_2O \xlongequal{\triangle} Fe(OH)_3(胶体)+3H^+$
制备某些无水盐	将某些挥发性酸对应的弱碱盐溶液直接蒸干时得不到无水盐。例如：加热 $AlCl_3$、$FeCl_3$ 溶液，在加热过程中水解生成的 HCl 不断挥发，水解平衡不断向右移动，得到 $Al(OH)_3$、$Fe(OH)_3$，继续加热，$Al(OH)_3$、$Fe(OH)_3$ 分解得到 Al_2O_3、Fe_2O_3，所以要得到无水 $AlCl_3$、$FeCl_3$，只有在 HCl 气流中加热对应溶液才能实现
物质的提纯	除去 $MgCl_2$ 溶液中的 Fe^{3+}，可在加热搅拌的条件下加入 MgO、镁粉、$Mg(OH)_2$ 或 $MgCO_3$，从而降低溶液酸性使 Fe^{3+} 转化为 $Fe(OH)_3$ 沉淀，然后通过过滤除去
判断离子共存	Al^{3+} 与 AlO_2^- 、CO_3^{2-} 、HCO_3^- 、S^{2-}、HS^- 等因相互促进水解而不能共存

2．在工农业生产和生活中的应用

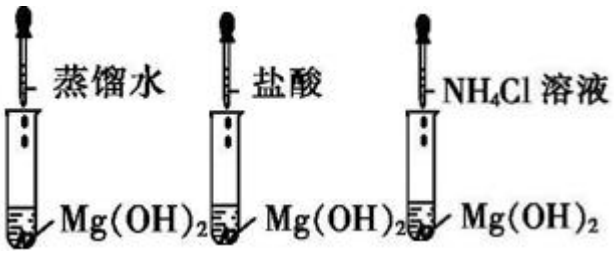
应用	举例
泡沫灭火器原理	主要成分为 $NaHCO_3$ 溶液与 $Al_2(SO_4)_3$ 溶液，发生的反应为 $Al^{3+}+3HCO_3^- \xlongequal{} Al(OH)_3\downarrow+3CO_2\uparrow$，灭火器内压强增大，$CO_2$、$Al(OH)_3$ 一起喷出覆盖在着火物质上使火焰熄灭
化肥的施用	铵态氮肥(溶液显酸性)与草木灰(溶液显碱性)不得混合施用
热的纯碱溶液清洗油污	$CO_3^{2-}+H_2O \rightleftharpoons HCO_3^-+OH^-$，加热，水解平衡右移，溶液碱性增强，去污能力增强
明矾净水	$Al^{3+}+3H_2O \rightleftharpoons Al(OH)_3(胶体)+3H^+$，$Al(OH)_3$ 胶体具有吸附性，可作净水剂
除锈剂	NH_4Cl、$ZnCl_2$ 溶液因 NH_4^+ 、Zn^{2+} 水解而显酸性，金属表面的氧化膜可与 H^+ 反应，因此均可作焊接时的除锈剂

14 沉淀的溶解、生成与转化

一、沉淀溶解

1.实验原理：氢氧化镁难溶于水，但与酸反应，溶于酸性溶液。NH_4C1 水解显酸性，能溶解氢氧化镁。$Mg(OH)_2+2H^+=Mg^{2+}+H_2O$，$Mg(OH)_2+2NH_4^+=Mg^{2+}+2NH_3\cdot H_2O$

2.实验步骤：分别向三支试管盛有少量 $Mg(OH)_2$ 固体的试管中分别滴加适量蒸馏水、盐酸和氯化铵溶液，充分振荡，观察并记录现象。



3.实验现象：氢氧化镁中加入蒸馏水沉淀量无明显减少；氢氧化镁中加入盐酸溶液，沉淀迅速完全溶解，得无色溶

液；氢氧化镁中加入氯化铵溶液，沉淀完全溶解，得无色溶液。

4.注意事项：

二、沉淀的转化

Ⅰ．氯化银、碘化银、硫化银沉淀的转化

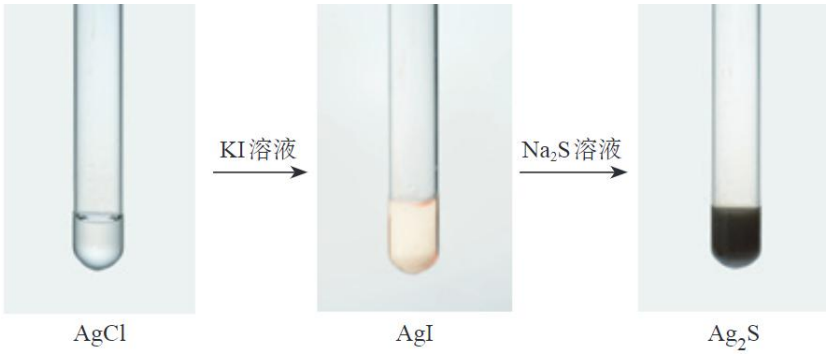
1.实验原理： $Ag^{+}+Cl=AgCl\downarrow$，$AgCl+I^{-}=AgI+Cl^{-}$，$2AgI+S^{2-}==Ag_2S+2I^{-}$

2.实验步骤：

(1)向盛有 2mL0.1mol/LNaCl 溶液的试管中滴加 **2** 滴 **0.1mol/LAgNO₃** 溶液，观察并记录现象。

(2)振荡试管，然后向其中滴加 4 滴 0.1mol/LKI 溶液，观察并记录现象。

(3)振荡试管，然后再向其中滴加 8 滴 0.1mol/LNa_2S 溶液，观察并记录现象。



3.实验现象：

(1)NaCl 溶液和 $AgNO_3$ 溶液混合产生白色沉淀。

(2)向所得固液混合物中滴加 KI 溶液，沉淀颜色逐渐变成黄色。

(3)再向所得固液混合物中滴加 Na_2S 溶液，沉淀颜色逐渐变成黑色。

4.注意事项： 利用沉淀的转化探究沉淀的溶解度大小时，与多个沉淀均相关的离子**(**如 **Ag^{+})**不能过量。

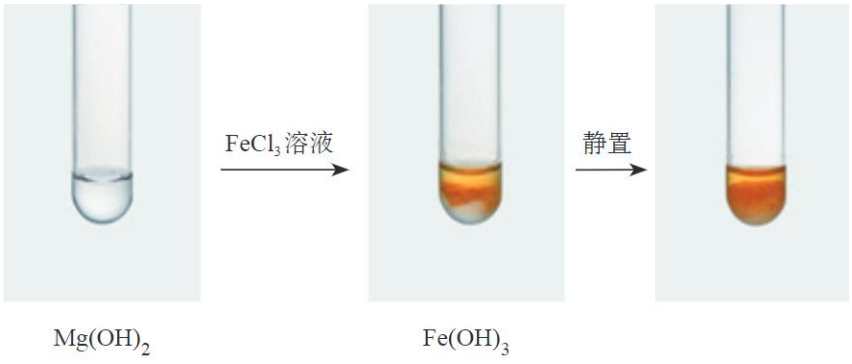
Ⅱ．氢氧化镁、氢氧化铁沉淀的转化

1.实验原理： $Mg^{2+}+2OH^{-}=Mg(OH)_2\downarrow$，$3Mg(OH)_2+2Fe^{3+}=3Mg^{2+}+2Fe(OH)_3$

2.实验步骤：

(1)向盛有 2mL0.1mol/L$MgCl_2$ 溶液的试管中滴加 2～4 滴 2mol/LNaOH 溶液，观察并记录现象。

(2)向上述试管中滴加4 滴 0.1mol/L$FeCl_3$ 溶液，静置，观察并记录现象。



3.实验现象： $MgCl_2$ 溶液中加入 NaOH 得到白色沉淀，再加入 $FeCl_3$ 后，沉淀逐渐变为红褐色。

4.注意事项： 利用沉淀的转化探究沉淀的溶解度大小时，与多个沉淀均相关的离子**(**如 **OH^{-})**不能过量。

【理·考点精要】

1.沉淀转化的实质：沉淀溶解平衡的移动。

①NaCl 溶液 $\xrightarrow{\text{加入 } AgNO_3\text{（少量）}}AgCl\xrightarrow{\text{加入 KI}}AgI\xrightarrow{\text{加入 } Na_2S}Ag_2S$，则溶解度：$AgCl>AgI>Ag_2S$。

②$MgCl_2$ 溶液 $\xrightarrow{\text{加入 NaOH（少量）}}Mg(OH)_2\xrightarrow{\text{加入 } FeCl_3}Fe(OH)_3$，则溶解度：$Mg(OH)_2$>$Fe(OH)_3$。

2..沉淀转化的规律

①两种沉淀的溶解度不同，一般来说溶解度小的沉淀可以转化为溶解度更小的沉淀，沉淀的溶解度差别越大，沉淀转化越容易。

②当两种沉淀的 Ksp 的大小相差不大时，溶解小也可以转化为溶解度稍大的沉淀，通过控制反应条件也能实现，如 $BaSO_4$(Ksp=1.1×10^{-10})用饱和 Na_2CO_3 溶液浸泡可部分转化为 $BaCO_3$(Ksp=2.58×10^{-9})。

③当一种试剂能沉淀溶液中的几种离子时，生成沉淀所需要试剂离子浓度越小的越先沉淀，如果生成各种沉淀所需要试剂离子的浓度相差较大，就能分步沉淀，从而达到分离的目的。

第五部分 有机化学基础实验汇总

01 重结晶法提纯苯甲酸

1.实验原理：利用被提纯物质和杂质在同一溶剂中溶解度随温度的变化相差较大，采用冷却或蒸发将被提纯物分离出来。

2.实验步骤：

(1)加热溶解：将粗苯甲酸 1g 加到 100mL 的烧杯中，再加入 50mL 蒸馏水，在石棉网上边搅拌边加热，使粗苯甲酸溶解，全溶后再加入少量蒸馏水。

(2)趁热过滤：用短颈玻璃漏斗趁热将溶液过滤到另一个 100mL 烧杯中。

(3)冷却结晶：将滤液静置，使其缓慢冷却结晶。

(4)分离晶体：过滤分离滤液，得到晶体，洗涤 1～2 次，将晶体晾干。

3.注意事项：

(1)重结晶法提纯苯甲酸的原理是什么？有哪些主要操作步骤？

提示　苯甲酸在不同温度的蒸馏水中溶解度不同。加热溶解、趁热过滤、冷却结晶、过滤洗涤、干燥称量。

(2)溶解粗苯甲酸时加热的作用是什么？趁热过滤的目的是什么？

提示　加热是为了增大苯甲酸的溶解度，使苯甲酸充分溶解。趁热过滤是为了防止苯甲酸提前结晶析出。

(3)实验操作中多次用到了玻璃棒，分别起到了哪些作用？

提示　搅拌和引流。

(4)如何检验提纯后的苯甲酸中氯化钠已被除净？

提示　用适量蒸馏水洗涤过滤器中的苯甲酸晶体，取少量第 n 次洗涤后的液体，滴加几滴硝酸银溶液，观察是否有沉淀产生。若无沉淀产生，则氯化钠被除净。

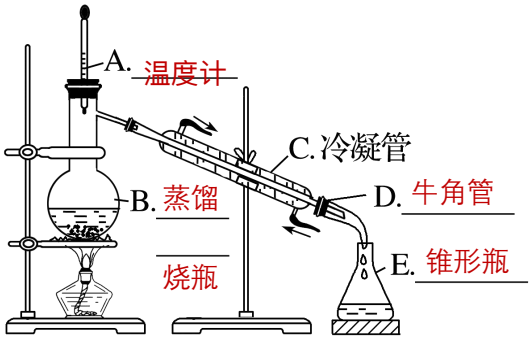
【理·考点精要】

一、蒸馏

1. 适用范围：常用于分馏，提纯互溶且___沸点___不同的液态有机物。

2. 适用条件：：有机物与杂质的沸点相差较大，一般差___30℃___以上。

3. 实验装置：玻璃装置：牛角管、接收器(锥形瓶)、温度计、冷凝管、蒸馏烧瓶、酒精灯



注意事项

A. 在蒸馏烧瓶中放少量碎瓷片或沸石，防止 暴沸 。

B. 温度计水银求的位置应与 支管口 相平。

C. 冷凝管中冷却水从 下口 进 ， 上口 出。

提问 1：乙醇中混有水通过直接蒸馏的方式能否进行分离？

已知通过蒸馏提纯乙醇得到最大浓度为 95.6%，此时再直接蒸馏无法分离。即浓度为 95.5%的乙醇会和水形成共沸物，乙醇和水一起在 78.1℃时变为蒸汽蒸出，得到的还是 95.6%的乙醇。

提问 2：若想得到无水乙醇，应使用什么方法呢？向乙醇中加入生石灰，再进行蒸馏。

二、分液与萃取

1. 分液

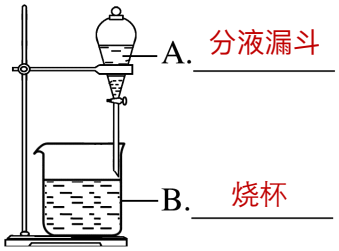
(1)适用范围：分离两种 互不相容 的液体的操作方法。

(2)实验装置：分液使用的仪器是 分液漏斗 ，另外还需要烧杯与铁架台进行辅助。

(3)注意事项：

①分液漏斗使用前要 捡漏 ；

②分液时，先把下层液体从 下口 放出，再把上层液体从 上口 倒出。



2. 萃取

（1）萃取原理：液-液萃取是利用溶质在两种互不相容的溶剂里溶解能力的不同，用一种溶剂(萃取剂)将其从原溶剂中提取出来的方法。

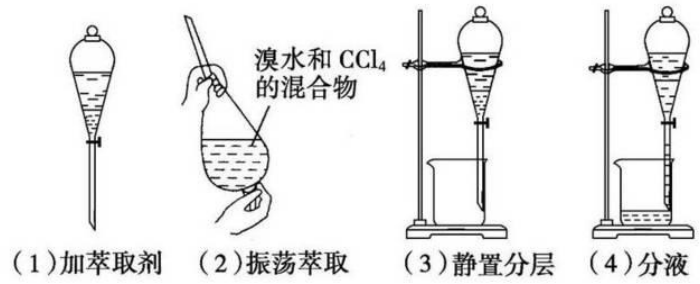
（2）萃取剂的要求

①萃取剂与原溶剂 不互溶 ；

②溶质在萃取剂中的溶解度 远大于 在原溶剂中的溶解度；

③萃取剂与原溶液中的成分不反应。常用萃取剂： 乙醚 、 乙酸乙酯 、 二氯甲烷 等。

（3）萃取的过程：如从溴水中提取单质溴，需要先用 CCl_4 萃取溴水中的溴，然后分液。



向 100ml 碘的饱和溶液中加入 5ml 的苯，充分混合后静置，实验现象为___液体分层，上层紫色，下层无色。___

三、重结晶

(1)实验原理：重结晶是提纯固体有机物常用的方法，是利用被提纯物质与杂质在同一溶剂中的溶解度不同而将杂质除去的方法。

(2)溶剂的选择

①选用合适的溶剂，使得杂质在所选溶剂中溶解度___很大或很小___，易于除去；

②被提纯的有机化合物在所选溶剂中的溶解度受温度的影响___较大___，能够进行___冷却结晶___。

02 甲烷和氯气的反应

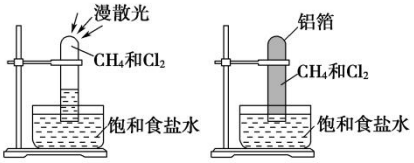
1.实验原理：室温、无光照时；甲烷与氯气不发生反应；光照时，甲烷与氯气发生反应生成一氯甲烷、二氯甲烷、三氯甲烷、四氯甲烷和氯化氢。$CH_4+Cl_2 \xrightarrow{光照} CH_3Cl+HCl$

$CH3Cl+Cl_2 \xrightarrow{光照} CH_2Cl_2+HCl$

$CH_2Cl_2+Cl_2 \xrightarrow{光照} CHCl_3+HCl$

$CHCl_3+Cl_2 \xrightarrow{光照} CCl_4+HCl$

2.实验步骤：取两支试管，均通过排饱和食盐水的方法先后各收集半试管 CH4 和半试管 Cl2，分别用铁架台固定好。将其中一支试管用铝箔套上，另一试管放在光亮处(不要放在日光直射的地方)。静置，比较两支试管内的现象。



A　　B

3.实验现象：A 装置：①试管内气体颜色逐渐变浅；②试管内壁有油状液滴出现，③试管中有少量白雾生成，④且试管内液面上升，⑤水槽中有固体析出。B 装置：无明显现象

4.注意事项：

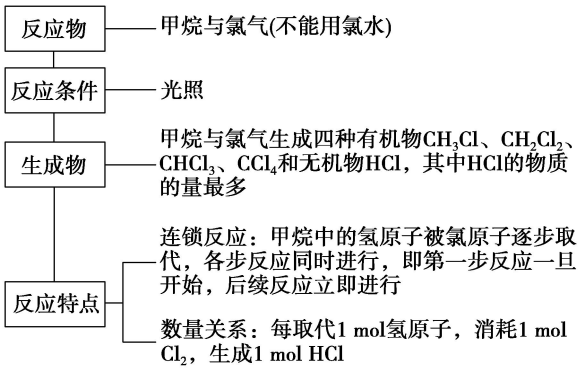
①反应条件：光照(漫散光照射)，在室温暗处不发生反应，但不能用日光或其他强光直射，以防爆炸；

②对反应物状态的要求：CH_4 和氯气，因此甲烷和溴蒸气、碘蒸气在光照条件下也能发生取代反应，CH_4 与氯水、溴水则不反应；

③CH_4 与 Cl_2 的取代反应为连锁反应，各步反应同时进行，即第一步反应一旦开始，后续反应立即进行，因此产物复杂，五种产物都有，但 HCl 最多；

【理·考点精要】

1. 甲烷与氯气的取代反应



2．取代反应和置换反应的比较

类别	取代反应	置换反应
实例	$CH_4 + Cl_2 \xrightarrow{光} CH_3Cl + HCl$	$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2\uparrow$
定义	有机物分子里的原子或原子团被其他原子或原子团所替代的反应	一种单质与一种化合物反应，生成另一种单质和另一种化合物的反应
反应物	一种化合物和另一种化合物或单质	一种单质和一种化合物
生成物	一般生成两种新化合物	另一种化合物和另一种单质
反应中电子得失	不一定发生电子转移，因此不一定是氧化还原反应	一定发生电子转移，一定是氧化还原反应

03 乙烯的化学性质

一、乙烯的氧化反应

1.实验原理： $C_2H_4 + 3O_2 \xrightarrow{点燃} 2CO_2 + 2H_2O$；

$5CH_2{=}CH_2 + 12KMnO_4 + 18H_2SO_4 \longrightarrow 10CO_2 + 12MnSO_4 + 6K_2SO_4 + 28H_2O$

2.实验步骤：

①点燃纯净的乙烯，观察燃烧时的现象；

②将乙烯通入盛有酸性高锰酸钾溶液的试管中，观察现象；

3.实验现象：

火焰明亮且伴有黑烟，同时放出大量的热

酸性高锰酸钾溶液褪色

4.注意事项：

(1)乙烯与氧气的燃烧反应，火焰明亮且伴有黑烟(比甲烷要明亮)，同时放出大量的热。

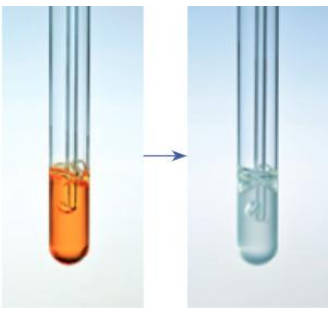
产生黑烟是因为乙烯中碳的质量分数(85.7%)比较大，燃烧不完全产生的碳的小颗粒造成的；火焰明亮是由于碳微粒受灼热成炽热状态而发光所致

(2)乙烯可使酸性高锰酸钾溶液褪色，反应机理：碳碳双键易被酸性高锰酸钾溶液氧化，乙烯被氧化为 CO_2，高锰酸钾溶液被还原为无色的 Mn^{2+}

二、乙烯的加成反应

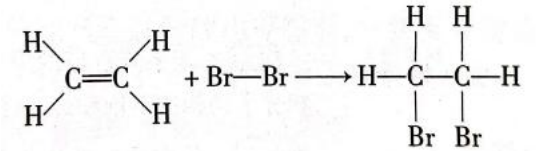
1.实验原理： $CH_2{=}CH_2 + Br_2 \longrightarrow CH_2Br{-}CH_2Br$ (1,2—二溴乙烷)

2.实验步骤： 将乙烯通入盛有溴的四氯化碳溶液的试管中，观察现象



3.实验现象： 溴的四氯化碳溶液褪色

4.注意事项： 反应的实质：乙烯能使溴的四氯化碳溶液褪色说明乙烯与溴发生了化学反应。充分反应后，取少量无色液体于试管中，加入 $AgNO_3$ 溶液无沉淀产生，说明没有 Br^-；另取少量无色液体于试管中，加入蓝色石蕊溶液不变色，说明没有 H^+，所以产物中没有 HBr，发生反应的机理为



1,2－二溴乙烷

【理·考点精要】

1.乙烯与溴水或溴的 CCl_4 溶液反应现象的比较

	溴水	溴的 CCl_4 溶液
反应现象	褪色，褪色后溶液会分层	褪色，褪色后溶液不分层
应用	鉴别乙烯和乙烷，除去乙烷中的乙烯气体，可以将混合气体通过溴水的洗气瓶，但不能用溴的四氯化碳溶液，因为乙烷能够溶于四氯化碳溶液中	

2.除乙烯外的烯烃，一般分子结构中既存在碳碳单键也存在碳碳双键，其化学性质基本与乙烯相同，在一定条件下也能发生类似烷烃的取代反应。

04 乙炔的实验室制取

1.实验原理： $CaC_2 + 2H_2O \longrightarrow C_2H_2\uparrow + Ca(OH)_2$　(不需要加热)

2.实验步骤： 如图 2-6 所示，在圆底烧瓶中放入几小块电石。打开分液漏斗的活塞，逐滴加入适量饱和氯化钠溶液，将产生的气体通入硫酸铜溶液后，再分别通入酸性高锰酸钾溶液和溴的四氯化碳溶液。最后换上尖嘴导管，先检验气体纯度，再点燃乙炔，观察现象。

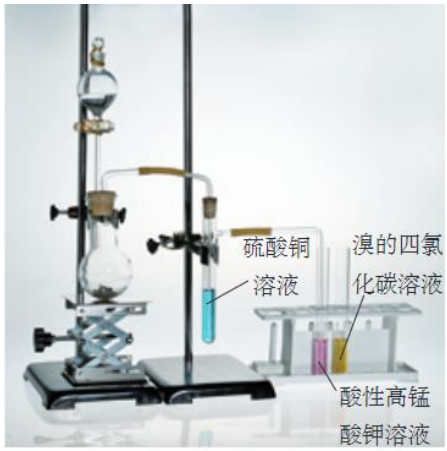


图 2-6　乙炔的实验室制取及性质检验

3.实验现象：(1)碳化钙与水剧烈反应，产生大量气泡。(2)硫酸铜溶液中有黑色沉淀出现。(3)酸性高锰酸钾溶液逐渐褪色。(4)溴的四氯化碳溶液逐渐褪色。

4.注意事项：

(1)实验室制取乙炔时，不能用排空气法收集乙炔：乙炔的相对分子质量为 26，空气的平均相对分子质量为 29，二者密度相差不大，难以收集到纯净的乙炔。

(2)电石与水反应剧烈，为得到平稳的乙炔气流，可用饱和氯化钠溶液代替水，并用分液漏斗控制滴加饱和氯化钠溶液的速率，让饱和氯化钠溶液慢慢地滴入。

(3)CaC_2 和水反应剧烈并产生泡沫，为防止产生的泡沫涌入导管，应在导管口塞入少许棉花 (图示装置中未画出)。

(4)生成的乙炔有臭味的原因：由于电石中含有可以与水发生反应的杂质(如 CaS、Ca_3P_2 等)，使制得的乙炔中往往含有 H_2S、PH_3 等杂质，将混合气体通过盛有 NaOH 溶液或 $CuSO_4$ 溶液的洗气瓶可将杂质除去

(5)制取乙炔不能用启普发生器或具有启普发生器原理的实验装置，原因是

a．碳化钙吸水性强，与水反应剧烈，不能随用、随停；

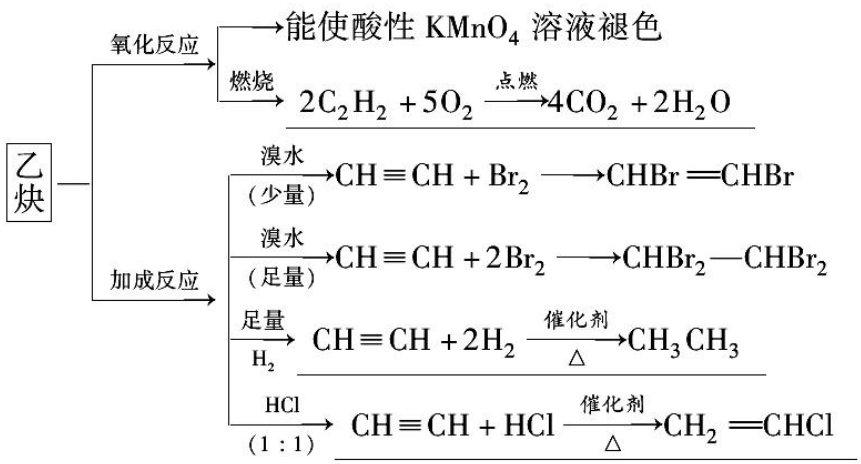
b．反应过程中放出大量的热，易使启普发生器炸裂；

c．反应后生成的石灰乳是糊状，堵住球形漏斗和底部容器之间的空隙，使启普发生器失去作用；

(6)盛电石的试剂瓶要及时密封并放于干燥处，严防电石吸水而失效。取电石要用镊子夹取，切忌用手拿。

【理·考点精要】

乙炔的化学性质



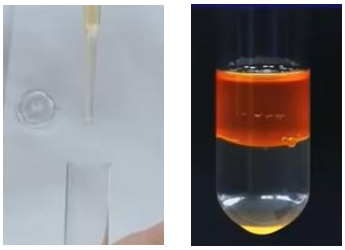
05 苯及其同系物的性质

一、苯的结构与性质

1.实验原理： 苯分子中没有碳碳双键，苯不能使酸性高锰酸钾溶液、溴水褪色

2.实验步骤： 向两支各盛有 2mL 苯的试管中分别加入酸性高锰酸钾溶液和溴水，用力振荡，观察现象。

(1)滴加高锰酸钾



(2)滴加溴水

3.实验现象:

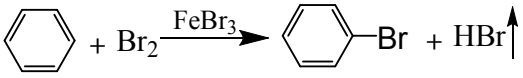
(1)苯与酸性高锰酸钾溶液混合后分层，上层为无色，下层为紫色。

(2)上层为橙红色液体，下层为无色液体，苯将溴从水中萃取出来。

4.注意事项:

苯与高锰酸钾溶液混合要充分振荡；与溴水混合也要充分振荡，现象才明显。

二、苯与溴的取代反应

1.实验原理: 

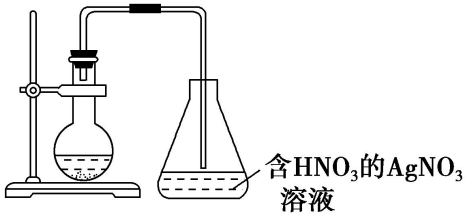
2.实验步骤:

(1)安装好装置，检查装置气密性

(2)把苯和少量液态溴放入烧瓶中

(3)加入少量铁屑作催化剂

(4)用带导管的橡胶塞塞紧瓶口



3.实验现象:

(1)剧烈反应，圆底烧瓶内液体微沸，烧瓶内充满大量红棕色气体

(2)锥形瓶内的管口有白雾出现，溶液中出现淡黄色沉淀

(3)左侧导管口有棕色油状液体滴下，把烧瓶里的液体倒入冷水里，有褐色不溶于水的液体

4.注意事项:

(1)该反应要用液溴，苯与溴水不反应；加入铁粉起催化作用，实际上起催化作用的是 $FeBr_3$。

(2)加药品的顺序：铁⟶苯⟶溴。

(3)长直导管的作用：导出气体和充分冷凝回流逸出的苯和溴的蒸气 (冷凝回流的目的是提高原料的利用率)。

(4)导管未端不可插入锥形瓶内水面以下的原因是防止倒吸，因为 HBr 气体易溶于水。

(5)导管口附近出现的白雾，是溴化氢遇空气中的水蒸气形成的氢溴酸小液滴。

(6)纯净的溴苯是无色的液体，密度比水大，难溶于水。反应完毕以后，将烧瓶中的液体倒入盛有冷水的烧杯里可以观察到烧杯底部有褐色不溶于水的液体，这可能是因为制得的溴苯中混有了溴的缘故。

(7)简述获得纯净的溴苯应进行的实验操作：先用水洗后分液(除去溶于水的杂质如溴化铁等)，再用氢氧化钠溶液洗涤后分液(除去溴)，最后水洗(除去氢氧化钠溶液及与其反应生成的盐)、干燥(除去水)，蒸馏(除去苯)可得纯净的溴苯。

(8)$AgNO_3$ 溶液中有浅黄色沉淀生成，说明有 HBr 气体生成，该反应应为取代反应，但是前提必须是在圆底烧瓶和锥形瓶之间增加一个 CCl_4 的洗气瓶，吸收 $Br_2(g)$，防止对 HBr 检验的干扰 (若无洗气瓶，则 $AgNO_3$ 溶液中有浅黄色沉淀生成，不能说明该反应为取代反应，因为 $Br_2(g)$溶于水形成溴水也能使 $AgNO_3$ 溶液中产生浅黄色沉淀)。

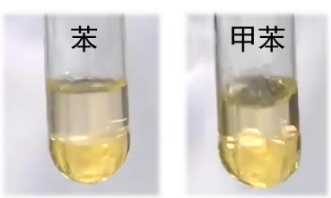
(9)苯能萃取溴水中的溴，萃取分层后水在下层，溴的苯溶液在上层，溴水是橙色的，萃取后溴的苯溶液一般为橙红色 (溴水也褪色，但为萃取褪色)。

三、苯的同系物的性质

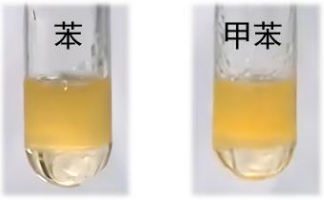
1.实验原理: 探究苯环对甲基的影响，甲苯能使酸性高锰酸钾溶液褪色

2.实验步骤:

(1)向两只分别盛有 2 mL 苯和甲苯的试管中各加入几滴溴水，振荡后静置，观察现象。

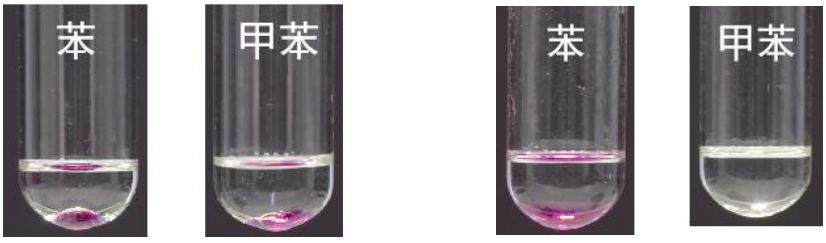


滴加溴水，振荡前



滴加溴水，振荡后

(2)向两只分别盛有 2 mL 苯和甲苯的试管中各加入几滴酸性高锰酸钾溶液，振荡后静置，观察现象。



滴加高锰酸钾溶液，振荡前　　滴加高锰酸钾溶液振荡后

3.实验现象：(1)实验证明苯和甲苯均可将溴水中的溴萃取出来，溴与苯和甲苯未发生化学反应。

(2)实验证明甲苯与酸性高锰酸钾溶液发生了氧化反应。

4.注意事项：(1)控制高锰酸钾用量，过量会导致产物氧化过度，通常采用稀溶液且分批加入。

(2)保持反应体系酸性，可加入稀硫酸酸化，增强氧化性。

(3)要充分振荡，使其充分反应。

【理·考点精要】苯的同系物与苯的性质比较

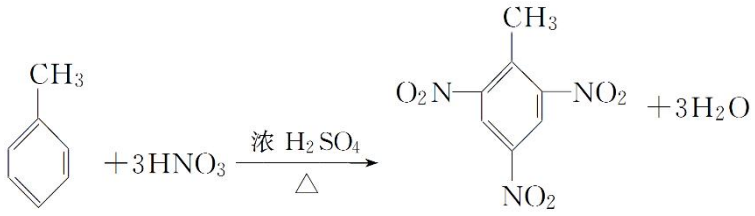
(1)相同点

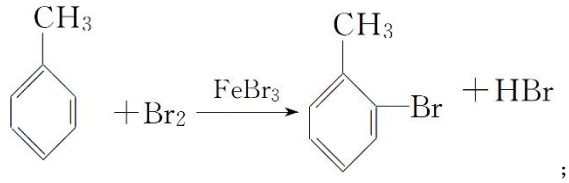
取代(卤化、硝化、磺化)
加氢→环烷烃(反应比烯、炔烃困难)
点燃：有浓烟　} 因都含有苯环

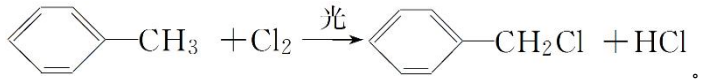
(2)不同点

烷基对苯环有影响，所以苯的同系物比苯易发生取代反应；苯环对烷基也有影响，所以苯环上的甲基能被酸性高锰酸钾溶液氧化。

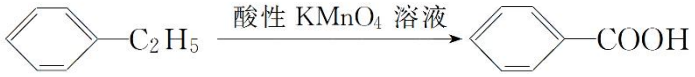
完成下列有关苯的同系物的方程式：

①硝化： 

②卤代：  ；

 。

③易氧化，能使酸性 $KMnO_4$ 溶液褪色：

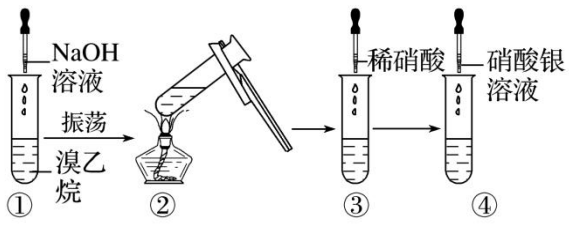
 。

06 卤代烃的化学性质

一、溴乙烷的化学性质——取代反应(水解反应)

1.实验原理：$CH_3CH_2Br + NaOH \xrightarrow[\triangle]{H_2O} CH_3CH_2OH + NaBr$　(反应类型：取代反应)

2.实验步骤：取一支试管，滴入 10~15 滴溴乙烷，再加入 1 mL 5% NaOH 溶液，振荡后加热，静置。待溶液分层后，用胶头滴管小心吸取少量上层水溶液，移入另一支盛有 1 mL 稀硝酸的试管中，然后加入 2 滴 $AgNO_3$ 溶液，观察现象。



3.实验现象：①中溶液分层；②中有机层厚度减小，直至消失；④中有淡黄色沉淀生成

4.注意事项：

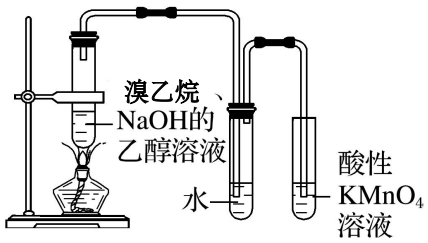
(1)条件：NaOH 水溶液，加热；

(2)一定要先加入稀硝酸中和溶液至酸性，再加入硝酸银溶液，否则会出现 Ag_2O 黑色沉淀，影响卤原子的检验。加入稀硝酸酸化的目的：一是中和过量的 NaOH,防止 NaOH 与 $AgNO_3$ 反应对实验产生影响；二是检验生成的沉淀是否溶于稀硝酸。如果不加 HNO_3 中和，则 $AgNO_3$ 溶液直接与 NaOH 溶液反应产生暗褐色 Ag_2O 沉淀。

二、溴乙烷的化学性质——消去反应

1.实验原理： $CH_3CH_2Br + NaOH \xrightarrow[\triangle]{\text{乙醇}} CH_2=CH_2\uparrow + NaBr + H_2O$

2.实验步骤： 向试管中加入 5mL 溴乙烷和 15mL 饱和 NaOH 乙醇溶液，振荡后加热。将产生的气体先通入盛水的试管，再通入盛有酸性高锰酸钾的试管中，观察现象。



3.实验现象： 反应产生的气体经水洗后，使酸性 $KMnO_4$ 溶液褪色

4.注意事项：

盛水的试管的作用：除去挥发出来的乙醇，因为乙醇也能使酸性 $KMnO_4$ 溶液褪色

【理·考点精要】

卤代烃的水解反应和消去反应的比较

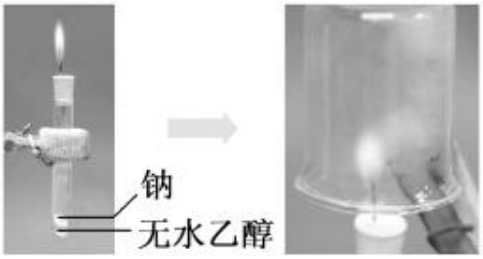
反应类型	水解反应	消去反应
结构特点	一般是一个碳原子上只有一个 – X	与 – X 相连的碳原子的邻位碳原子上必须有氢原子
反应实质	一个 – X 被 – OH 取代 $R—CH_2—X + NaOH \xrightarrow[\triangle]{H_2O} R—CH_2OH + NaX$	从碳链上脱去 HX 分子 $—\overset{|}{C}—\overset{|}{C}— + NaOH \xrightarrow[\triangle]{\text{醇}} —C=C— + NaX + H_2O$
反应条件	强碱的水溶液，常温或加热	强碱的醇溶液，加热
反应特点	有机的碳架结构不变，– X 变为 – OH，无其它副反应	有机物碳架结构不变，产物中有碳碳双键或碳碳叁键生成，可能有其它副反应发生
产物特征	引入—OH，生成含—OH 的化合物	消去 HX，生成含碳碳双键或碳碳三键的不饱和键的化合物
结论	溴乙烷在不同的条件下发生不同类型的反应	

07 醇的化学性质

一、乙醇与钠的反应

1.实验原理： ： $2C_2H_5OH + 2Na \longrightarrow 2CH_3CH_2ONa + H_2\uparrow$

2.实验步骤： 在盛有少量无水乙醇的试管中，加入一小块新切开的、用滤纸吸干表面煤油的钠，在试管口迅速塞上带尖嘴导管的橡胶塞，用小试管收集气体并检验其纯度，然后点燃，再将干燥的小烧杯罩在火焰上。待烧杯壁上出现液滴后，迅速倒转烧杯，向其中加入少量澄清石灰水，观察现象。



3.实验现象:

(1)钠开始沉于试管底部，最终慢慢消失，产生无色可燃性气体；

(2)烧杯内壁有水珠产生；

(3)向烧杯中加入澄清石灰水不变浑浊

4.注意事项:

(1)Na 与乙醇的反应比与水的反应缓和的多，说明乙醇中羟基上的 H 原子没有水分子中羟基上的 H 原子活泼；

(2)钠与乙酸、水、乙醇反应的剧烈程度依次减弱；

二、消去反应——乙烯的实验室制法

1.实验原理：$CH_3CH_2OH \xrightarrow[170°C]{\text{浓硫酸}} CH_2=CH_2\uparrow + H_2O$ (消去反应)

2.实验步骤:

如图 3-9 所示，在圆底烧瓶中加入乙醇和浓硫酸(体积比约为 1:3)的混合液 20 mL，放入几片碎瓷片，以避免混合液在受热时暴沸。加热混合液，使液体温度迅速升到 170C，将生成的气体先通入氢氧化钠溶液除去杂质，再分别通入酸性高锰酸钾溶液和溴的四氯化碳溶液中，观察实验现象。

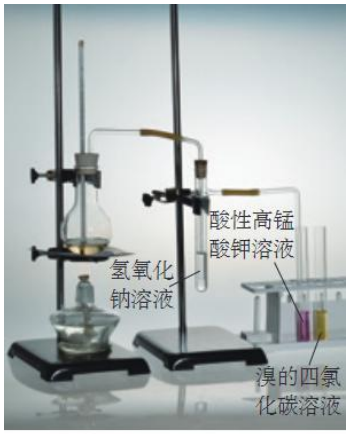


图 3-9　乙醇的消去反应

3.实验现象：溴的四氯化碳溶液、酸性高锰酸钾溶液褪色

4.注意事项:

(1)严格控温在 170℃，温度计水银球需插入反应液中，避免因温度过低(140℃)生成乙醚。

(2)采用浓硫酸与乙醇体积比 1:3 的混合液，浓硫酸作催化剂和脱水剂，不可颠倒加料顺序。

(3)混合乙醇与浓硫酸时，需将浓硫酸缓慢注入乙醇中并不断搅拌，防止局部过热暴沸。

(4)氢氧化钠溶液的作用：除去混在乙烯中的 CO_2、SO_2 等杂质，防止其中的 SO_2 干扰乙烯与溴的四氯化碳溶液和酸性高锰酸钾溶液的反应。

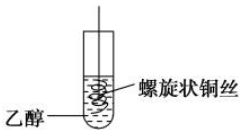
(5)实验结束后先移去导管，再熄灭酒精灯，防止冷水倒吸入热烧瓶导致炸裂。

三、乙醇的催化氧化

1.实验原理：$2CH_3CH_2OH + O_2 \xrightarrow[\Delta]{Cu或Ag} 2CH_3CHO + 2H_2O$

2.实验步骤：向试管中加入少量乙醇，取一根铜丝，下端绕成螺旋状，在酒精灯上灼烧后插入乙醇，反复几次。注

意观察反应现象，小心地闻试管中液体产生的气味



3.实验现象：

(1)灼烧至红热的铜丝表面变黑，趁热将铜丝插入乙醇中，铜丝立即又变成红色

(2)能闻到一股不同于乙醇的强烈的刺激性气味

4.注意事项：

(1)催化剂预处理：铜丝(或银丝)需先在酒精灯上灼烧至黑色(生成 CuO/Ag_2 O)，冷却前再插入乙醇中，反复操作增强催化效果。

(2)控制乙醇用量，采用无水乙醇，含水量过高会降低反应速率，且影响乙醛生成效率。

四、乙醇与强氧化剂反应

1.实验原理： $CH_3CH_2OH \xrightarrow[K_2Cr_2O_7(H^+)]{KMnO_4(H^+)} CH_3COOH$

2.实验步骤： 如图 3—10 所示，在试管中加入酸性重铬酸钾溶液，然后滴加乙醇，充分振荡，观察实验现象。

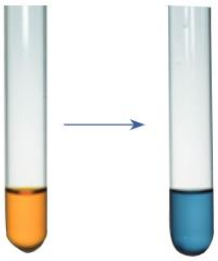


图 3-10　乙醇与酸性重铬酸钾溶液的反应

3.实验现象： 溶液由黄色变为墨绿色

4.注意事项：

(1)把红色的 H_2SO_4 酸化的 CrO_3 载带在硅胶上，人呼出的酒精可以将其还原为灰绿色的 $Cr_2(SO_4)_3$，即酸性重铬酸钾溶液遇乙醇后，溶液由橙色变为绿色，该反应可以用来检验司机是否酒后驾车。

(2)乙醇能被酸性重铬酸钾溶液氧化，其氧化过程分为两个阶段：

$$\underset{\text{乙醇}}{CH_3CH_2OH} \xrightarrow{\text{氧化}} \underset{\text{乙醛}}{CH_3CHO} \xrightarrow{\text{氧化}} \underset{\text{乙酸}}{CH_3COOH}$$

【理·考点精要】

一、钠与乙醇、水反应的对比

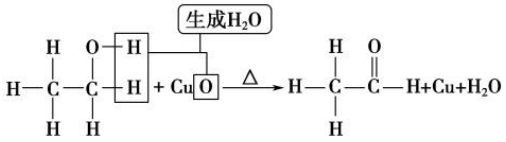
		水与钠反应	乙醇与钠反应
实验现象	钠的变化	钠粒浮于水面，熔成闪亮的小球，并快速地四处游动，很快消失	钠粒开始沉于试管底部，未熔化，最终慢慢消失
	声的现象	有“嘶嘶”的声响	无声响
	气体检验	点燃，发出淡蓝色的火焰	点燃，发出淡蓝色的火焰
	剧烈程度	钠与水剧烈反应	钠与乙醇缓慢反应
实验结论	密度大小	$\rho(Na) < \rho(H_2O)$	$\rho(Na) > \rho(C_2H_5OH)$
	反应方程式	$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$	$2Na + 2CH_3CH_2OH \longrightarrow 2CH_3CH_2ONa + H_2\uparrow$
	反应实质	氢原子被置换	羟基氢原子被置换
	羟基氢活泼性	水中氢原子 > 乙醇羟基氢原子	

二、乙醇与氧气的催化氧化

(1)催化氧化的机理：乙醇催化氧化时，乙醇分子断开 O—H 键和与羟基直接相连的碳上的 C—H 键，形成一个 C=O 双键，脱下来的氢原子与氧气分子中的氧原子结合生成水。乙醇催化氧化生成乙醛时，乙醇分子并未得到氧，而是失去两个氢原子生成乙醛分子，因此乙醇变成乙醛的反应实质是去氢的反应，属于有机反应类型的氧化反应。(氧化反应：加氧去氢)

(2)乙醇催化氧化的过程

将弯成螺旋状的铜丝灼烧，铜丝表面变黑色 $2Cu + O_2 \xrightarrow{\triangle} 2CuO$

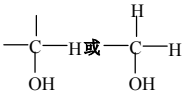


乙醛

将灼烧后的铜丝插入乙醇中，铜丝表面由黑变红

总化学方程式：$2CH_3CH_2OH + O_2 \xrightarrow[\triangle]{Cu} 2CH_3CHO + 2H_2O$　(反应中 Cu 作催化剂)

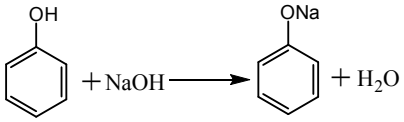
(3)醇的催化氧化的反应条件：Cu 或 Ag、加热。

(4)醇发生催化氧化对结构的要求：与—OH 相连的碳原子上至少要有一个氢原子，即具有  。

08 酚的化学性质

一、酸性——弱酸性

1.实验原理：

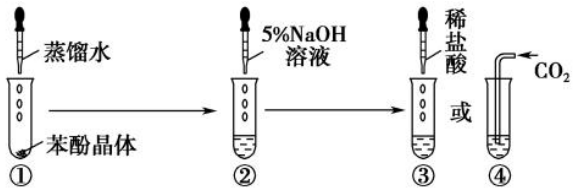


2.实验步骤：

(1)向盛有 0.3 g 苯酚晶体的试管中加入 2 mL 蒸馏水，振荡试管

(2)向试管中逐滴加入 5% NaOH 溶液并振荡试管

(3)再向试管中加入稀盐酸或者通入二氧化碳



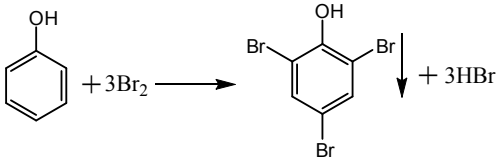
3.实验现象：试管①中：得到浑浊液体；试管②中：液体变澄清；试管③④中：液体变浑浊

4.注意事项：

苯酚中的羟基与苯环直接相连，苯环与羟基之间相互作用使酚羟基在性质上与醇羟基有显著差异。由于苯环对羟基的影响，使苯酚中羟基上的氢原子更活泼，在水溶液中能发生微弱电离，显弱酸性。电离方程式为：$C_6H_5OH \rightleftharpoons C_6H_5O^- + H^+$。

二、苯酚与浓溴水反应

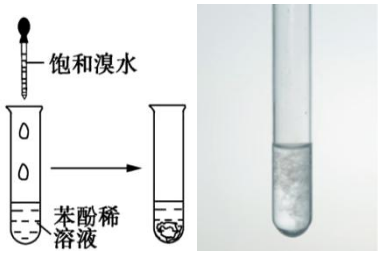
1.实验原理：



(2,4,6—三溴苯酚)

2.实验步骤：向试管中加入 0.1 g 苯酚和 3mL 水，振荡，得到苯酚溶液。再向其中逐滴加入饱和溴水，边加边振荡，

观察实验现象。



3.实验现象： 立即产生白色沉淀

4.注意事项：

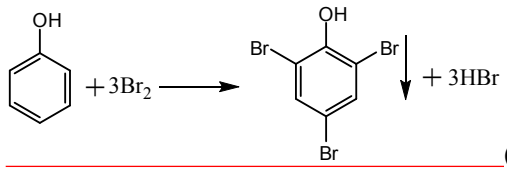
(1)该反应中溴应过量，且产物 2，4，6-三溴苯酚可溶于苯酚。故做此实验时，需用饱和溴水且苯酚的浓度不能太大，否则看不到白色沉淀。

(2)该反应很灵敏，稀的苯酚溶液就能与饱和溴水反应产生白色沉淀。这一反应常用于定性检验苯酚和定量测定苯酚的含量(酚类物质都适用)。

(3)2，4，6-三溴苯酚不溶于水，但易溶于苯。若苯中溶有少量苯酚，则加饱和溴水不会产生白色沉淀，因而用饱和溴水检验不出溶于苯中的苯酚。

(4)除去苯中苯酚的方法：加 NaOH 溶液，分液。

【理·考点精要】



1. 反应方程式：_____(2,4,6—三溴苯酚)。

2. 现象：饱和溴水褪色或颜色变浅且生成白色沉淀。

3. 反应条件：浓溴水(不加催化剂)，苯酚的稀溶液。

4. 溴原子只能取代羟基邻、对位的氢原子，1 mol 氢原子需要 1 mol Br_2。

5. 实验成功的关键：苯酚与浓溴水反应生成的三溴苯酚是一种难溶于水但易溶于有机溶剂的固体，所以做此实验时，一定要注意浓溴水必须过量，苯酚要少量。否则，生成的三溴苯酚会溶于过量的苯酚溶液中，那么将观察不到有三溴苯酚白色沉淀生成

6. 苯酚与浓溴水反应很灵敏，常用于苯酚的定性检验和定量测定，应用：

a、凡是酚类都可以与浓溴水反应生成白色沉淀，利用此性质可以定性地检验酚类的存在及鉴别酚类

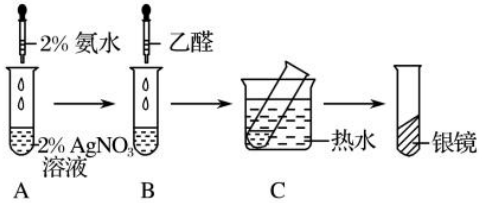
b、利用此反应通过定量测定废水中酚的含量

09 醛的氧化反应实验

一、乙醛与银氨溶液的反应(银镜反应)

1.实验原理： $CH_3CHO + 2Ag(NH_3)_2OH \xrightarrow{\triangle} 2Ag\downarrow + CH_3COONH_4 + 3NH_3 + H_2O$

2.实验步骤： 在洁净的试管中加入 1 mL 2% $AgNO_3$ 溶液，然后边振荡试管边逐滴滴入 2%氨水，使最初产生的沉淀溶解，制得银氨溶液。再滴入 3 滴乙醛，振荡后将试管放在热水浴中温热。观察实验现象



3.实验现象： 向 A 中滴加氨水，现象是：先产生白色沉淀后变澄清

加入乙醛，水浴中温热一段时间后，现象是：试管内壁出现一层光亮的银镜

4.注意事项：

(1)所用试管必须非常干净，如果试管不干净，可以先用氢氧化钠溶液煮沸，然后将氢氧化钠溶液倒去再用清水把试管洗干净。

(2)银氨溶液必须随配随用，不能长久放置。否则会生成易爆炸的叠氮化银。

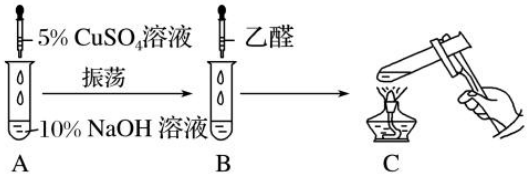
(3)配银氨溶液时要防止加入过量氨水，否则会生成易爆炸的雷酸银。

(4)反应完毕后，反应混合液要及时处理，不可久置。银镜可用少量硝酸洗去，并用水洗净试管。

二、乙醛与新制的 $Cu(OH)_2$ 悬浊液反应（该试剂称为“斐林试剂”）

1.实验原理： $CH_3CHO + 2Cu(OH)_2 + NaOH \xrightarrow{\triangle} CH_3COONa + Cu_2O\downarrow + 3H_2O$

2.实验步骤：在试管里加入 2 mL 10% NaOH 溶液，加入 5 滴 5%$CuSO_4$ 溶液，得到新制 $Cu(OH)_2$，振荡后加入 0.5 mL 乙醛溶液，加热。观察实验现象。



3.实验现象：A 中溶液出现蓝色絮状沉淀，滴入乙醛，加热至沸腾后，C 中溶液有红色沉淀产生。

4.注意事项：

(1)$Cu(OH)_2$ 必须是新制的。

(2)制取 $Cu(OH)_2$ 时，NaOH 溶液一定要过量，保证所得溶液呈碱性，因为乙醛与新制的 $Cu(OH)_2$ 的反应要在碱性条件下进行。

(3)该反应必须加热煮沸。

(4)该反应在实验室可用于检验醛基的存在，在医疗上可用于检测尿糖。

【理·考点精要】

一、乙醛与银氨溶液的反应(银镜反应)：

①银氨溶液的配制方法：将 2%稀氨水逐滴加到 2%稀硝酸银溶液中，至产生的沉淀恰好溶解为止，溶液呈碱性。银氨溶液随用随配，不可久置，否则，生成物(AgN_3)的易爆炸物

②向银氨溶液中滴加几滴乙醛溶液，乙醛用量不宜太大

③该实验用热水浴加热(60~70℃)，不可用酒精灯直接加热，但不用温度计，加热时不可搅拌、振荡

④制备银镜时，玻璃要光滑、洁净，玻璃的洗涤一般要先用热的 NaOH 溶液洗，再用水洗净。有时银镜反应生成黑色颗粒而无银镜是由于试管壁不洁净的原因

⑤实验完毕后生成的银镜用稀 HNO_3 洗去，再用水清洗

⑥银镜反应常用来检验醛基的存在。工业上可利用这一反应原理，把银均匀地镀在玻璃上制镜或保温瓶胆(生产上常用含有醛基的葡萄糖作为还原剂)

二、乙醛与新制的 $Cu(OH)_2$ 悬浊液反应（该试剂称为“斐林试剂”）

①实验中使用的 $Cu(OH)_2$ 必须是新制的：取 10% NaOH 溶液 2 mL，逐滴加入 5 滴 5%$CuSO_4$ 溶液，所用 NaOH 必须过量，混合液呈碱性；

②加入乙醛溶液后，直接加热至煮沸，但加热时间不能过长，否则会 $Cu(OH)_2$ 分解生成黑色的 CuO；

③该反应必须是碱性环境，以保证悬浊液为 $Cu(OH)_2$，不能用久置的 $Cu(OH)_2$，是因为新制的 $Cu(OH)_2$ 悬浊液是絮状沉淀，增大了与乙醛分子的接触面积，容易反应，同时 $Cu(OH)_2$ 不稳定，久置会分解生成部分 CuO；

④实验完毕后生成的 Cu_2O 用稀盐酸洗去。$Cu_2O + 2HCl{=\!=}Cu + CuCl_2 + H_2O$；

10 羧酸的酸性实验

一、设计实验，比较乙酸、碳酸和苯酚的酸性强弱

1.实验原理： 利用醋酸能够与碳酸钠反应生成碳酸，证明乙酸的酸性大于碳酸的酸性，然后把生成的二氧化碳通入饱和碳酸氢钠溶液中除杂，最后苯酚钠溶液中，苯酚钠溶液变浑浊，证明碳酸的酸性强于苯酚的酸性。

2.实验步骤： (1)装 Na_2CO_3 的装置现象及解释

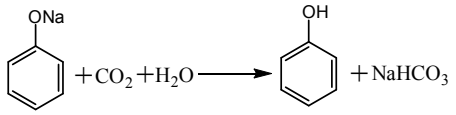
(2)装苯酚钠溶液试管的现象及解释

(3)装饱和 $NaHCO_3$ 装置的作用

3.实验现象:

(1)有无色气体产生，说明酸性：乙酸＞碳酸

方程式：$2CH_3COOH + Na_2CO_3 \longrightarrow 2CH_3COONa + CO_2\uparrow + H_2O$

(2)溶液变浑浊，说明酸性：碳酸＞苯酚　　方程式： 

(3)除去 CO_2 气体中挥发的乙酸

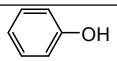
4.注意事项：

(1)观察乙酸与碳酸钠反应，需确认有持续气泡(CO_2)产生，证明乙酸酸性强于碳酸。

(2)观察二氧化碳通入苯酚钠溶液，需出现白色浑浊(生成苯酚)，证明碳酸酸性强于苯酚，注意区分“浑浊”与“沉淀”，避免误判。

【理·考点精要】

醇、酚、羧酸分子中羟基氢原子的活泼性比较

含羟基的物质 / 比较项目	乙醇	苯酚	乙酸
结构简式	CH_3CH_2OH		CH_3COOH
羟基上氢原子活泼性	不能电离	微弱电离	部分电离
	活泼性逐渐增强 →		
酸性	中性	极弱酸性	弱酸性
与 Na 反应	反应放出 H_2	反应放出 H_2	反应放出 H_2
与 NaOH 反应	不反应	反应	反应
与 Na_2CO_3 反应	不反应	反应	反应
与 $NaHCO_3$ 反应	不反应	不反应	反应放出 CO_2

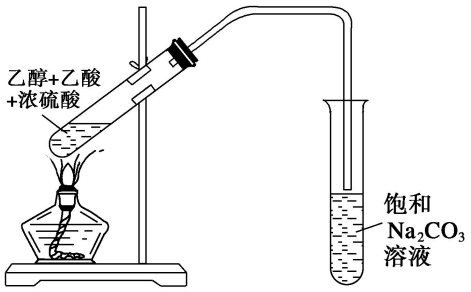
11 乙酸乙酯的制备与性质

一、酯化反应

1.实验原理： $CH_3COOH+HOCH_2CH_3 \underset{\text{加热}}{\overset{\text{浓硫酸}}{\rightleftharpoons}} CH_3COOCH_2CH_3+H_2O$

2.实验步骤： 在一支试管中加入 3 mL 乙醇，然后边振荡试管边慢慢加入 2 mL 浓硫酸和 2 mL 冰醋酸，再加入几片

碎瓷片。连接好装置，用酒精灯小心加热，将产生的蒸气经导管通到饱和 Na_2CO_3 溶液的液面上，观察现象。



3.实验现象：

(1)试管中液体分层，饱和 Na_2CO_3 溶液的液面上有透明的油状液体生成。

(2)能闻到香味。

4.注意事项：

(1)试剂的加入顺序：先加入乙醇，然后沿器壁慢慢加入浓硫酸，冷却后再加入 CH_3COOH。

(2)导管末端不能插入饱和 Na_2CO_3 溶液中，防止挥发出来的 CH_3COOH、CH_3CH_2OH 溶于水，造成溶液倒吸。

(3)浓硫酸的作用：a. 催化剂——加快反应速率；b. 吸水剂——除去生成物中的水，使反应向生成物的方向移动，提高 CH_3COOH、CH_3CH_2OH 的转化率；

(4)饱和 Na_2CO_3 溶液的作用：a. 中和挥发出的乙酸　b. 溶解挥发出的乙醇　c. 降低乙酸乙酯的溶解度，便于分层，得到酯。

(5)加入碎瓷片的作用：防止暴沸。

(6)实验中，乙醇过量的原因：提高乙酸的转化率。

(7)长导管作用：导气兼冷凝作用。

(8)不能用 NaOH 溶液代替饱和 Na_2CO_3 溶液：乙酸乙酯在 NaOH 存在下水解较彻底，几乎得不到乙酸乙酯

(9)在该反应中，为什么要强调加冰醋酸和无水乙醇，而不用他们的水溶液？

因为冰醋酸与无水乙醇基本不含水，可以促使反应向生成酯的方向进行。

(10)为什么刚开始加热时要缓慢？防止反应物还未来得及反应即被加热蒸馏出来，造成反应物的损失。

二、酯的水解

1.实验原理：水解反应的原理：

2.实验步骤：

(1)中性、酸性和碱性溶液中水解速率的比较：在三支试管中各加入 1mL(约 20 滴)乙酸乙酯，然后向第一支试管中加入 5mL 蒸馏水，向第二支试管中加入 5 mL 0.2 $mol\cdot L^{-1}H_2SO_4$ 溶液，向第三支试管中加入 5 mL0.2$mol\cdot L^{-1}$NaOH 溶液，振荡均匀，把三支试管同时放在 70℃的水浴中加热 5min 左右。观察乙酸乙酯层的厚度并闻乙酸乙酯的气味。

(2)不同温度下水解速率的比较：向 A、B 两支试管中分别加入 5ml0.2 $mol\cdot L^{-1}$NaOH 溶液，然后加入 1ml 乙酸乙酯，将试管 A 放入 40℃的水浴中，将试管 B 放入 80℃的水浴中加热。记录酯层消失的时间。

3.实验现象：

(1)第一支试管较长时间内酯层厚度基本不变，乙酸乙酯气味很浓；第二支试管酯层厚度减小，略有乙酸乙酯的气味；第三支试管酯层基本消失，无乙酸乙酯的气味。

(2)A 试管酯层消失的时间明显比 B 试管长。

4.注意事项：

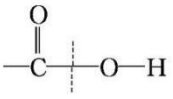
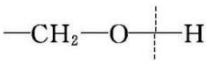
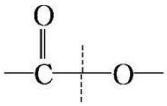
(1)控制温度：采用水浴加热(70-80℃)，避免直接明火加热，防止酯挥发或暴沸。

(2)催化剂选择：酸性条件用稀硫酸(不选浓盐酸，避免挥发干扰)，碱性条件用 NaOH 溶液，中性条件用蒸馏水。

(3)不可用浓 H2SO4 作酸性催化剂，浓 H_2SO_4 会使酯脱水碳化，干扰水解现象。

【理·考点精要】

酯化反应与酯的水解反应的比较

	酯化反应	水解反应
反应关系	$CH_3COOH+CH_3CH_2OH \underset{\text{水解}}{\overset{\text{酯化}}{\rightleftharpoons}} CH_3COOCH_2CH_3+H_2O$	
催化剂	浓硫酸	稀硫酸或 NaOH 溶液
断键机理	酸中  醇中 	酯中 
催化剂的其他作用	吸水，提高乙酸和乙醇的转化率	氢氧化钠中和酯水解产生的乙酸，提高酯的水解率
最佳加热方式	加热	热水浴加热
反应类型	酯化反应，取代反应	水解反应，取代反应

12 有机化合物中常见官能团的检验

一、烯烃(碳碳双键)

1.实验原理:

(1)$CH_2{=}CHC_4H_9+Br_2 \longrightarrow CH_2BrCHBr\ C_4H_9$ (2)烯烃中的碳碳双键能被酸性 KMnO4 溶液氧化。

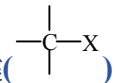
2.实验步骤:

(1)向盛有少量 1-己烯的试管里滴加饱和溴水，观察现象

(2)向盛有少量 1-己烯的试管里滴加酸性 $KMnO_4$ 溶液，观察现象

3.实验现象:

(1)溴水褪色，液体分层，下层为无色油状液体；(2)$KMnO_4$ 溶液褪色，有无色气泡冒出。

二、卤代烃：碳卤键()

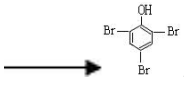
1.实验原理： $CH_3CH_2CH_2CH_2Br+NaOH \xrightarrow[\Delta]{\text{水}} CH_3CH_2CH_2CH_2OH+NaBr$； $Br^-+Ag^+=AgBr\downarrow$

2.实验步骤：1.向试管里加入几滴 1－溴丁烷，再加入 2 mL 5% NaOH 溶液，振荡后加热。反应一段时间后取出试管静置。小心地取数滴水层液体置于另一支试管中，加入稀硝酸酸化，加入几滴 2% $AgNO_3$ 溶液，观察现象

3.实验现象：(1)水浴加热后液体不再分层；(2)另一试管中有淡黄色沉淀生成

三、酚：羟基(－OH)

1.实验原理:

(1) +3Br2  + 3HBr (2)$6C_6H_5OH+Fe^{3+} \rightleftharpoons [Fe(C_6H_5O)_6]^{3-}+6H^+$

2.实验步骤：(1)向盛有少量苯酚稀溶液的试管里滴加饱和溴水，观察现象。

(2)向盛有少量苯酚稀溶液的试管里滴加 $FeCl_3$ 溶液，观察现象。

3.实验现象：(1)有白色沉淀生成；(2)溶液显紫色

四、醛：醛基( )

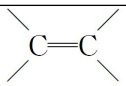
1.实验原理：$CH_3CHO+2Cu(OH)_2+NaOH \xrightarrow{\Delta} CH_3COONa+Cu_2O\downarrow+3H_2O$

2.实验步骤：在试管里加入 2 mL 10% NaOH 溶液，滴入几滴 5% $CuSO_4$ 溶液，振荡。然后加入 0.5 mL 乙醛溶液，加热，观察现象。

3.实验现象：有砖红色沉淀生成。

【理·考点精要】

1. 官能团的主要性质

有机物		官能团	代表物	主要化学性质
烃	烷烃	—	甲烷	取代(氯气/光照)
	烯烃		乙烯	加成、氧化(使酸性 $KMnO_4$ 溶液褪色)、加聚
	炔烃	—C≡C—	乙炔	加成、氧化(使酸性 $KMnO_4$ 溶液褪色)、加聚
	苯及其同系物	—	苯、甲苯	取代(液溴/铁)、硝化、加成、氧化(使酸性 $KMnO_4$ 溶液褪色，苯除外)
烃的衍生物	卤代烃	—X	溴乙烷	水解($NaOH/H_2O$)、消去(NaOH/醇)
	醇	—OH(醇羟基)	乙醇	取代、催化氧化、消去、脱水、酯化
	酚	—OH(酚羟基)	苯酚	弱酸性、取代(浓溴水)、遇三氯化铁显紫色、氧化(露置空气中变粉红色)
	醛	—CHO	乙醛	还原、催化氧化、银镜反应、与新制氢氧化铜悬浊液反应
	羧酸	—COOH	乙酸	弱酸性、酯化
	酯	—COO—	乙酸乙酯	水解

2.有机物或官能团的特征反应

有机物或官能团	常用试剂	现象
碳碳双键 碳碳叁键	溴水	褪色
	酸性 $KMnO_4$ 溶液	褪色
苯的同系物	酸性 $KMnO_4$ 溶液	与苯环直接相连的侧链碳原子上有氢原子时，溶液褪色；否则溶液不褪色
	溴水	分层，有机层呈橙红色，水层接近无色，且有机层在上层
—OH	金属钠	有气泡产生
酚羟基	浓溴水	溴水褪色，产生白色沉淀
	$FeCl_3$ 溶液	溶液呈紫色
醛基(—CHO)	银氨溶液	水浴加热生成银镜
	新制 $Cu(OH)_2$ 悬浊液	加热生成砖红色沉淀
羧基(—COOH)	石蕊溶液	变红色
	新制 $Cu(OH)_2$ 悬浊液	溶液变澄清，呈蓝色
	$NaHCO_3$ 溶液	有气泡产生
淀粉	碘水	呈蓝色

13 糖类的性质

一、葡萄糖

1.实验原理：(1)$CH_2OH(CHOH)_4CHO + 2[Ag(NH_3)_2]OH \xrightarrow{\Delta} 2Ag\downarrow + 3NH_3 + CH_2OH(CHOH)_4COONH_4 + H_2O$

(2)$CuSO_4 + 2NaOH{=\!=}Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$

$CH_2OH(CHOH)_4CHO + 2Cu(OH)_2 + NaOH \xrightarrow{\Delta} CH_2OH(CHOH)_4COONa + Cu_2O\downarrow + 3H_2O$(医学用于检验尿糖)

2.实验步骤：

1.取少量葡萄糖，观察状态，将其加入试管后加水振荡，观察其溶解状况

2.在洁净的试管中配制约 2 mL 银氨溶液，加入 1 mL 10%葡萄糖溶液，振荡。然后在水浴中加热，观察现象

在另一支试管中加入 2 mL 10% NaOH 溶液，滴入 5 滴 5% $CuSO_4$ 溶液，振荡。再加入 2 mL 10%葡萄糖溶液，加热，观察现象

3.实验现象：(1)葡萄糖为无色晶体；迅速溶于水(2)有银镜生成。(3)先有蓝色絮状沉淀生成，后有砖红色沉淀生成。

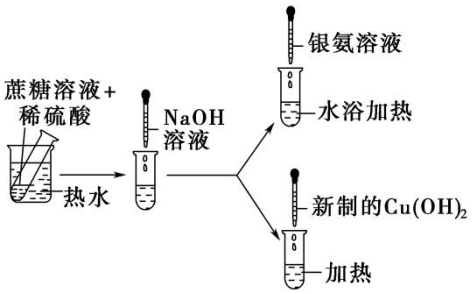
4.注意事项：

二、蔗糖

1.实验原理： $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \xrightarrow{酸或酶} C_6H_{12}O_6 + C_6H_{12}O_6$

蔗糖　　葡萄糖　果糖

2.实验步骤： 在洁净的试管中加入 1 mL 10%蔗糖溶液和 5 滴 10% H_2SO_4 溶液，加热煮沸。再加入 10% NaOH 溶液至溶液呈碱性，加入银氨溶液或新制备的 $Cu(OH)_2$，加热，观察现象。



3. **实验现象：** 加入银氨溶液的试管中产生银镜；加入新制的 $Cu(OH)_2$ 的试管中出现红色沉淀

4.注意事项：

(1)水解反应的条件：稀硫酸(1∶5)作催化剂，蔗糖水解实验需要用水浴加热；

(2)盛蔗糖溶液的试管要预先洗净，可先用 NaOH 溶液洗涤，再用清水洗净；

((3)水解产物中葡萄糖的检验：检验水解产物为葡萄糖时，一定要先加 NaOH 溶液中和作催化剂的稀硫酸，至溶液呈碱性后再加银氨溶液或新制的 $Cu(OH)_2$ 悬浊液进行检验，否则实验会失败。

三、淀粉及其水解产物的还原性

1.实验原理： $(C_6H_{10}O_5)n + nH_2O \xrightarrow{酸或酶} nC_6H_{12}O_6$

淀粉　　葡萄糖

2.实验步骤：

(1)在洁净的支试管中加入 2 mL 10% NaOH 溶液，滴入 5 滴 5% $CuSO_4$ 溶液，振荡。再加入 2 mL 淀粉溶液，加热，观察现象。

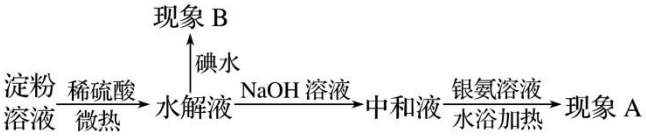
(2)在洁净的试管中加入 1 mL 淀粉溶液和 2 mL 10% H_2SO_4 溶液， 加热煮沸。再加入 10% NaOH 溶液至溶液呈碱性，加入新制备的 $Cu(OH)_2$，加热，观察现象。

3.实验现象：(1)无明显现象；(2)出现砖红色沉淀

四、淀粉水解程度的判断

1.实验原理： 判断淀粉水解的程度时，要注意检验产物中是否生成葡萄糖，同时还要确认淀粉是否水解完全。用银氨溶液或新制的 $Cu(OH)_2$ 和碘水来检验淀粉是否发生了水解及水解是否完全。

2.实验步骤：



3.实验现象：

	现象 A	现象 B	结论
①	未出现银镜	溶液变成蓝色	淀粉尚未水解
②	出现银镜	溶液变成蓝色	淀粉部分水解
③	出现银镜	溶液不变蓝色	淀粉完全水解

4.注意事项：(1)验证水解产物时，首先要加入 NaOH 溶液中和后再进行实验。

(2)要验证混合液中是否还有淀粉应直接取水解后的混合液加碘水，而不能在加入 NaOH 溶液中和后再加碘水，因碘水与 NaOH 溶液反应。

五、纤维素的水解反应

1.实验原理：纤维素在浓硫酸或酶的作用下水解生成葡萄糖：$(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \xrightarrow{\text{酸或酶}} nC_6H_{12}O_6$

纤维素　　葡萄糖

2.实验步骤：在试管中放入少量脱脂棉，加入几滴蒸馏水和几滴浓硫酸，用玻璃棒将混合物搅拌成糊状。加入过量 NaOH 溶液中和至碱性，再滴入 3 滴 5% $CuSO_4$ 溶液，加热，观察并解释实验现象。

3.实验现象：有砖红色沉淀生成

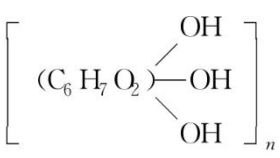
4.注意事项：**(1)**适宜温度：通常为 **100~120℃**

(2)实验室常用**沸水浴加热**

(3)实验室条件(70% H_2 SO_4 、100℃沸水浴)下，反应时间通常为 **30~60 分钟**

【理·考点精要】

1.常见糖类的比较

类别		结构特征	主要性质	重要用途
单糖	葡萄糖 $C_6H_{12}O_6$	多羟基醛 $CH_2OH(CHOH)_4CHO$	无色晶体，溶于水，有甜味；既有氧化性，又有还原性，还可发生酯化反应，并能发酵生成乙醇	营养物质、制糖果、作还原剂
	果糖 $C_6H_{12}O_6$	葡萄糖的同分异构体	无色晶体，易溶于水，有甜味	食品
二糖	蔗糖 $C_{12}H_{22}O_{11}$	无醛基	无色晶体，易溶于水，有甜味；无还原性，能水解生成葡萄糖和果糖	食品
	麦芽糖 $C_{12}H_{22}O_{11}$	有醛基，蔗糖的同分异构体	无色晶体，溶于水，有甜味，能发生银镜反应，能水解生成葡萄糖	食品
多糖	淀粉 $(C_6H_{10}O_5)_n$	由葡萄糖单元构成的天然高分子化合物	白色粉末，不溶于冷水，部分溶于热水；无还原性，能水解，最终生成葡萄糖，淀粉遇碘变成蓝色	制葡萄糖、酿醋、酿酒
	纤维素 $(C_6H_{10}O_5)_n$		白色无味固体，不溶于水，也不溶于一般有机溶剂；无还原性，能水解生成葡萄糖，并能发生酯化反应	造纸、制炸药、醋酸纤维素、硝酸纤维素

2.所有单糖及麦芽糖为还原糖，非还原糖也能发生氧化反应，如燃烧。

3．二糖和多糖均可水解，水解条件为对应的酶或稀 H_2SO_4 加热。

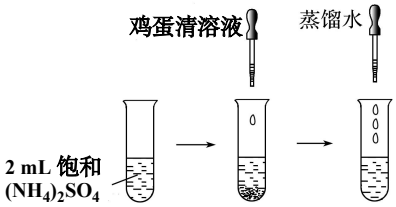
4．多糖即使化学式相同，也不属于同分异构体。

14 蛋白质的性质

一、蛋白质的盐析

1.实验原理： 饱和$(NH_4)_2SO_4$溶液能降低鸡蛋清在水中的溶解度，但不改变鸡蛋清的性质。

2.实验步骤： 在试管中加入 2 mL 饱和$(NH_4)_2SO_4$溶液，向其中加入几滴鸡蛋清溶液，振荡，观察现象。再继续加入蒸馏水，振荡，观察现象。



3.实验现象： 试管内先有沉淀析出；加蒸馏水后沉淀又溶解

4.注意事项：

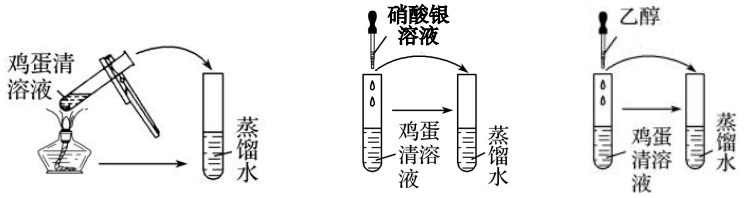
(1)选用轻金属盐(如硫酸铵、硫酸钠)，避免用重金属盐(如硫酸铜、氯化汞)，后者会导致蛋白质变性。

(2)蛋白质试剂优先选鸡蛋白溶液(浓度 10%-20%)，需新鲜配制，避免变质影响实验效果。

二、蛋白质的变性

1.实验原理： 加热、硝酸银溶液、乙醇都能使蛋白质的性质发生改变

2.实验步骤： 在三支试管中各加入 2 mL 鸡蛋清溶液，将一支试管加热，向另两支试管中分别加入硝酸银溶液和乙醇，观察现象。再向试管中加入蒸馏水，观察产生的沉淀能否溶解。



(1) **(2)** **(3)**

3.实验现象：

(1)加热后，鸡蛋清沉淀，凝结的鸡蛋清放入蒸馏水中不溶解。

(2)加入硝酸银溶液后，鸡蛋清沉淀，凝结的鸡蛋清放入蒸馏水中不溶解。

(3)加入乙醇后，鸡蛋清沉淀，凝结的鸡蛋清放入蒸馏水中不溶解。

4.注意事项：

(1)蛋白质试剂选用新鲜鸡蛋白溶液(10%-20%)或豆浆，避免变质导致实验现象不明显。

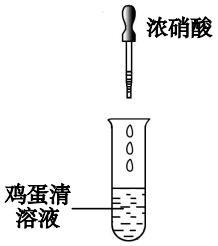
(2)变性剂选择典型类别：物理类(沸水)、化学类(强酸如稀盐酸、强碱如 NaOH 溶液、重金属盐如硫酸铜、有机溶剂如酒精)。

(3)重金属盐需用稀溶液(如 0.1mol/L 硫酸铜)，避免浓度过高导致反应过快，难以观察过程；酒精选用 75% 浓度，变性效果更显著。

三、蛋白质的显色反应——可用于蛋白质的分析检测

1.实验原理： 用蛋白质的颜色反应可以鉴别含苯环的蛋白质

2.实验步骤： 向盛有 2 mL 鸡蛋清溶液的试管中加入 5 滴浓硝酸，加热，观察实验现象



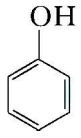
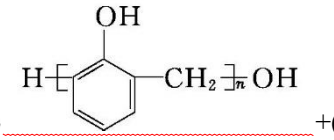
3.实验现象：试管内先有白色沉淀，加热后沉淀变黄色

【理·考点精要】

蛋白质的渗析、盐析与变性的比较

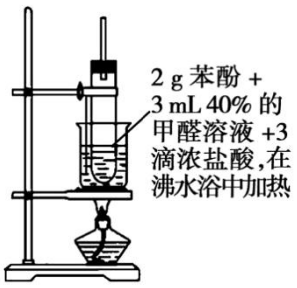
	渗析	盐析	变性
内涵	利用半透膜分离胶体粒子与小分子和离子	加入无机盐使胶体中的物质析出	一定条件下，使蛋白质凝聚失去原有生理活性
条件	胶体、半透膜、水	浓的无机盐溶液	加热、紫外线照射、X 射线照射、重金属盐、强酸、强碱、甲醛等
变化实质	物理变化	物理变化	化学变化
特点	可逆，需多次换水	可逆，蛋白质仍保持原有的生理活性	不可逆，蛋白质已失去原有的生理活性
用途	除杂，如除去淀粉胶体中的 NaCl 杂质等	分离提纯蛋白质	消毒灭菌，如给果树使用波尔多液，保存动物标本等

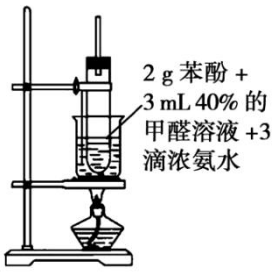
实验 15 酚醛树脂的制备

1.实验原理：n  $+n\text{HCHO}\xrightarrow{\text{催化剂}}$  $+(n-1)\text{H}_2\text{O}$

2.实验步骤：

(1)在大试管中加入 2g 苯酚、3mL 质量分数为 40%的甲醛溶液和 3 滴浓盐酸，在水浴中加热。当试管中反应物接近沸腾时，从水浴中取出试管，并用玻璃棒搅拌，观察产物的颜色和状态





(2)在另一大试管中加入 2g 苯酚和 3mL 质量分数为 40%的甲醛溶液，置于水浴中加热片刻，稍加振荡后，加入 0.5 mL 浓氨水，在水浴中加热，注意与(1)中酸催化的聚合反应进行比较

3.实验现象：(1)混合溶液变浑浊，有黏稠的粉红色物质生成；加入乙醇，不溶解；再加热，黏稠物质溶解。

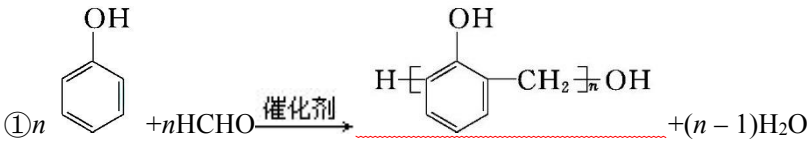
(2)混合溶液变浑浊，有黏稠的乳黄色物质生成；加入乙醇，不溶解；再加热，黏稠物质仍不溶解。

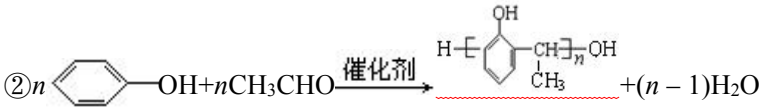
4.注意事项：(1)在酸催化下，生成的线型结构的酚醛树脂具有热塑性。

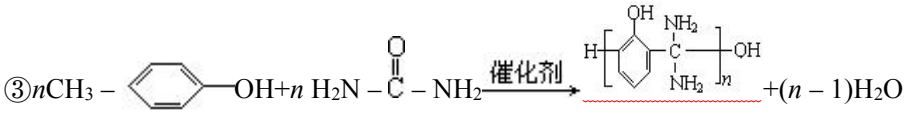
(2)在碱催化下，生成的网状结构的酚醛树脂具有热固性。

【理·考点精要】

1．酚醛树脂类：酚去羟基邻位的氢与羰基去碳氧双键







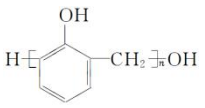
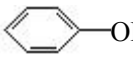
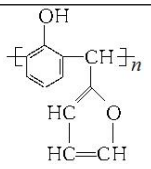
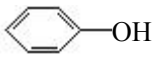
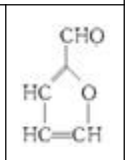
2.由缩聚产物推断单体

(1)步骤：①采用“切割法”去掉缩聚物结构简式中的方括号与“*n*”，变为小分子

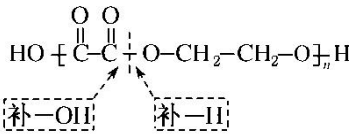
②断开分子中的酰胺键或酯基

③将断开的羰基碳原子上连接 – OH；在氧或氮原子上连接 – H，还原为单体小分子

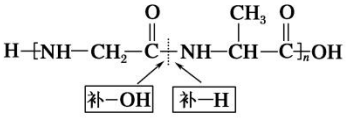
(2)举例：①酚醛型高聚物：主链上含有酚羟基的结构

高聚物	单体		高聚物	单体	
		HCHO			

②聚酯型高聚物：主链上含 的结构



③聚酰胺型高聚物：主链上含 的结构



第六部分 物质结构与性质实验汇总

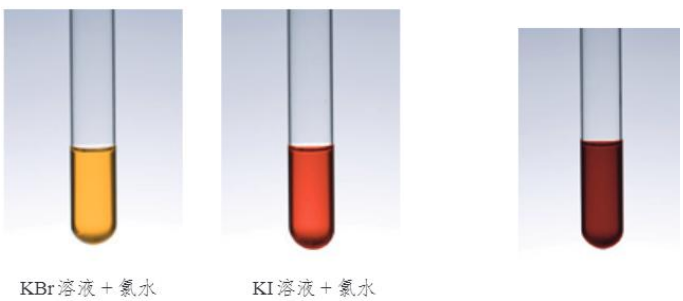
01 同主族、同周期元素性质的递变

一、卤族元素性质的递变实验

1.实验原理： $2NaBr+Cl_2=2NaCl+Br_2$，$2KI+Cl_2=2KCl+I_2$，$2KI+Br_2=2KBr+I_2$

2.实验步骤：

(1)分别向盛有 4mLKBr 溶液和 4mLKI 溶液的两支试管中加入 1mL 氯水，振荡，观察溶液颜色的变化，并与氯水的颜色比较。写出反应的化学程式。



(2)向盛有 4mLKI 溶液的试管中加入 1mL 溴水，振荡，观察溶液颜色的变化，并与溴水的颜色比较。写出反应的化学程式。

3.实验现象：

(1)向溴化钾溶液中滴入氯水，溶液变为橙黄色；向碘化钾溶液中滴入氯水，溶液变为棕黄色，且比第一个实验得到的溶液颜色深。氯水为浅黄绿色，上述溶液的颜色都与氯水颜色不同，且比氯水颜色深。

(2)向碘化钾溶液中滴加溴水，溶液变为棕黄色。溴水为橙黄色，反应后的溶液与溴水比较，颜色更深。

4.注意事项：

(1)根据卤素单质物理性质的递变性：由 F_2~I_2,卤素单质的颜色由浅变深。向溴化钾溶液中滴入氯水，溶液变为橙黄色，且比氯水颜色深，说明生成了溴单质，反应的化学方程式：$2KBr+Cl_2=2KC1+Br_2$。该反应说明氧化性 $Cl_2>Br_2$,元素的非金属性 C1>Br;

(2)向碘化钾溶液中滴入氯水，溶液变为棕黄色，且比氯水颜色深，说明生成了碘单质，反应的化学方程式为：$2KI+C1_2=2KC1+I_2$,该反应说明氧化性 $C1_2>I_2$,元素的非金属性 Cl>I;

(3)向碘化钾溶液中滴加溴水，溶液变为棕黄色，反应后的溶液与溴水比较，颜色更深，说明生成了碘单质，反应的化学方程式为：$2KI+Br_2=2KBr+I_2$,该反应说明氧化性 $Br_2>I_2$,元素的非金属性 Br>I。

(4)综合三个实验，可以得到非金属性 Cl>Br>I。

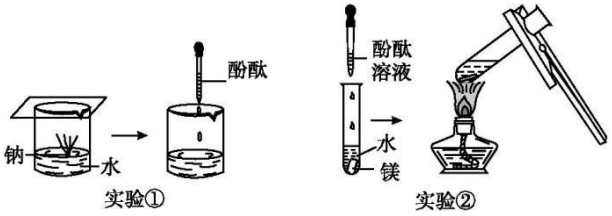
二、第三周期元素性质的递变

(一)钠、镁、铝的金属性比较

1.实验原理： $2Na+2H_2O=2NaOH+H_2\uparrow$；$Mg+2H_2O\xlongequal{\triangle}H_2\uparrow+Mg(OH)_2$;

预测：钠、镁、铝同属于第三周期，原子半径逐渐减小，原子核对最外层电子吸引力逐渐增强，将会导致失电子能力减弱，金属性逐渐减弱。

2.实验步骤： 取一小段镁条，用砂纸除去表面的氧化膜，放到试管中。向试管中加入 2 mL 水，并滴入 2 滴酚酞溶液，观察现象。过一会儿，加热试管至液体沸腾，观察现象。与钠和水的反应相比，镁和水的反应难易程度如何？生成了什么物质?



3.实验现象：

(1)钠熔成小球，浮于水面，四处游动，有“嘶嘶”的响声，向反应结束的溶液中加入酚酞溶液，溶液变红，钠与冷水反应剧烈。

(2)加热前，镁条表面附着了少量无色气泡，加热至沸腾后，有较多的无色气泡冒出，溶液变为粉红色，镁条与冷水反应缓慢。

4.注意事项： 镁条与冷水反应缓慢，镁条表面有非常少的小气泡，入酚酞，溶液颜色变化不明显；加热液体至沸腾后，镁与热人较快反应，镁条表面产生较多气泡，试管中溶液变红。镁与冷水几乎不反应，能与热水反应。化学方程式为 $Mg+2H_2O\xlongequal{\triangle}H_2\uparrow+Mg(OH)_2$

(二)氢氧化铝、氢氧化镁分别和盐酸、氢氧化钠溶液的反应

1.实验原理： $Al(OH)_3+3H^+=Al^{3+}+3H_2O$；$Al(OH)_3+OH^-=Al(OH)_4^-$

2.实验步骤： 向试管中加入 2 mL 1 mol/L $AlCl_3$ 溶液，然后滴加氨水，直到不再产生白色絮状 $Al(OH)_3$ 沉淀为止。将 $Al(OH)_3$ 沉淀分装在两支试管中。向一支试管中滴加 2 mol/L 盐酸，边滴加边振荡；向另一支试管中滴加 2 mol/L NaOH 溶液，边滴加边振荡。

实验现象：(1)向氢氧化铝中加入盐酸，白色沉淀逐渐溶解，最后沉淀消失，溶液无色透明；

(2)加入氢氧化钠溶液，白色沉淀逐渐溶解，最后沉淀消失，溶液无色透明。

3.实验步骤： 向试管中加入 2 mL 1 mol/L $MgCl_2$ 溶液，然后滴加氨水，直到不再产生白色 $Mg(OH)_2$ 沉淀为止。将

$Mg(OH)_2$ 沉淀分装在两支试管中。向一支试管中滴加 2 mol/L 盐酸，边滴加边振荡；向另一支试管中滴加 2 mol/L 氢氧化钠溶液，边滴加边振荡。

实验现象：(1)向氢氧化镁白色沉淀中加入盐酸，白色沉淀逐渐溶解，最后沉淀消失；

(2)向氢氧化镁白色沉淀中加入氢氧化钠，沉淀不溶解。

4.注意事项：(1)NaOH 是强碱，$Mg(OH)_2$ 是中强碱，$Al(OH)_3$ 是两性氢氧化物；(2)金属性：Na>Mg>Al

【理·考点精要】

元素的金属性强弱比较	元素的非金属性强弱比较
最高价氧化物对应水化物的碱性越强，对应元素的金属性越强	最高价氧化物对应水化物的酸性越强，对应元素的非金属性越强
单质与水、酸反应越容易或越剧烈，对应元素的金属性越强	单质与 H_2 反应越容易，生成的简单氢化物越稳定，对应元素的非金属性越强
单质的还原性越强，对应元素的金属性越强	单质的氧化性越强，对应元素的非金属性越强
阳离子氧化性越强，对应元素的金属性越弱	简单阴离子的还原性越强，对应元素的非金属性越弱
原电池：负极材料对应元素的金属性通常强于正极。电解池：在阴极首先放电的阳离子，其对应元素的金属性弱；在阳极首先放电的阴离子，其对应元素的非金属性弱	
置换反应：强的置换出弱的，适用于金属也适用于非金属	

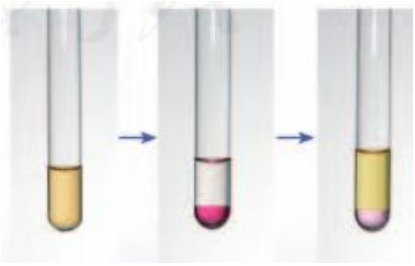
02 探究相似相溶原理

1.实验原理：相似相溶原理就是指由于极性分子间的电性作用使得极性分子组成的溶质易溶于极性分子组成的溶剂，难溶于非极性分子组成的溶剂。非极性分子组成的溶质易溶于非极性分子组成的溶剂，难溶于极性分子组成的溶剂。

2.实验步骤：

(1)在一个小试管里放入一小粒碘晶体，加入约 5mL 蒸馏水，观察碘在水中的溶解性(若有不溶的碘，可将碘水溶液倾倒在另一个试管里继续下面的实验)。在碘水溶液中加入约 1mL 四氧化碳(CCl_4)，振荡试管，观察现象。

(2)再向试管里加入 1mL 浓碘化钾(KI)水溶液，振荡试管，观察现象。



3.实验现象：(1)观察到碘被四氯化碳萃取，形成紫红色的碘的四氧化碳溶液。(2)溶液紫色变浅。

4.注意事项：再向试管里加入 1mL 浓碘化钾(KI)水溶液，振荡试管，溶液紫色变浅，这是由于在水溶液里可发生如下反应 $I_2+I^- \rightleftharpoons I_3^-$。实验表明碘在四氯化碳中溶解性较好，原因是非极性溶质一般能溶于非极性溶剂，极性溶质一般能溶于极性溶剂。

【理·考点精要】

1.“相似相溶”的规律：非极性溶质一般能溶于_非极性溶剂__，极性溶质一般能溶于_极性溶剂__。若能形成氢键，则溶剂和溶质之间的氢键作用力越大，溶解性_越好__。

2.“相似相溶”还适用于分子结构的相似性，如乙醇和水_互溶__(C_2H_5OH 和 H_2O 中的羟基相近)，而戊醇在水中的溶解度明显减小。

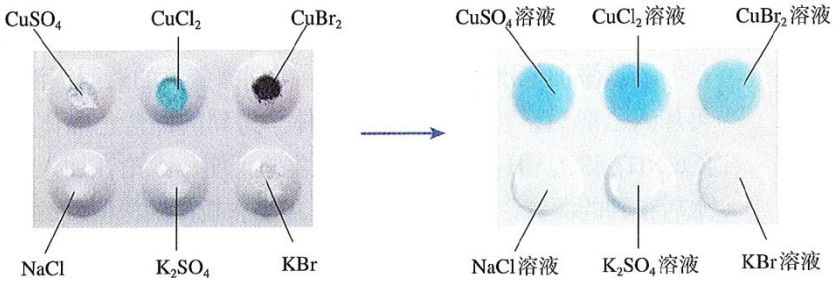
3.如果溶质与水发生反应，将增大物质的溶解度，如 SO_2 等。

03 简单配合物的形成

一、$[Cu(H_2O)_4]^{2+}$的制取

1.实验原理： $Cu^{2+}+4H_2O===[Cu(H_2O)_4]^{2+}$

2.实验步骤： 取①$CuSO_4$②$CuCl_2$③$CuBr_2$④NaCl⑤$K_2SO_4$⑥KBr 六种固体于点滴板，分别加蒸馏水溶解，观察现象。



3.实验现象： ①②③三种溶液呈天蓝色；④⑤⑥三种溶液呈无色

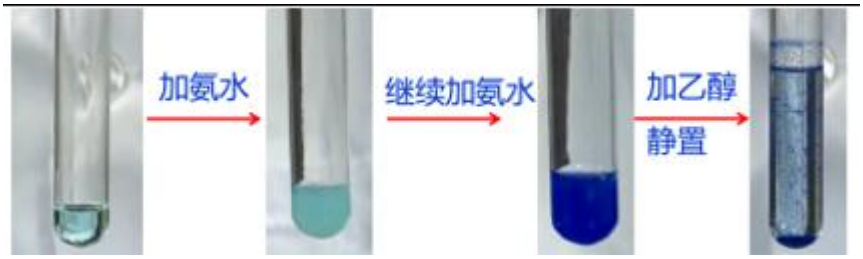
4.注意事项： 硫酸铜晶体和 Cu^{2+}的水溶液呈蓝色，实际上是 Cu^{2+}和 H_2O 形成的$[Cu(H_2O)_4]^{2+}$呈蓝色。$[Cu(H_2O)_4]^{2+}$叫做四水合铜离子。

二、$[Cu(NH_3)_4](OH)_2$的制取

1.实验原理： $Cu^{2+}+2NH_3\cdot H_2O=Cu(OH)_2\downarrow+2NH_4^+$；$Cu(OH)_2+4NH_3=[Cu(NH_3)_4](OH)_2$

$[Cu(NH_3)_4]^{2+}+SO_4^{2-}+H_2O = [Cu(NH_3)_4]SO_4\cdot H_2O\downarrow$

2.实验步骤： 向盛有 4mL0.1mol/L $CuSO_4$ 溶液的试管里滴加几滴 1mol/L 氨水，首先形成难溶物，继续添加氨水并振荡试管，观察实验现象；再向试管中加入极性较小的溶剂(如加入 8mL95%乙醇)，并用玻璃棒摩擦试管壁，观察实验现象。



3.实验现象： 加入氨水后首先生成蓝色沉淀，继续加入氨水后蓝色沉淀溶解形成深蓝色溶液。加入乙醇后又析出深蓝色晶体。

4.注意事项： 无论在得到的深蓝色透明溶液中，还是在析出的深蓝色晶体中，深蓝色都是由于存在 $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$，中心离子是 Cu^{2+}，而配体是 NH_3，配位数为 4。

三、$K_3[Fe(SCN)_6]$的制取

1.实验原理： $Fe^{3+}+nSCN^-=[Fe(SCN)_n]^{3-n}$，n = 1~6，随 SCN^-的浓度而异，可用于鉴别 Fe^{3+}

2.实验步骤： 向盛有少量 0.1mol/L$FeCl_3$ 溶液的试管中加 1 滴 0.1mol/LKSCN 溶液，观察现象。

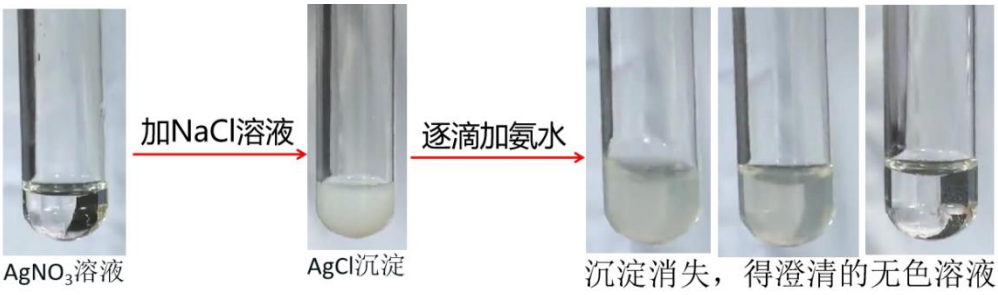
3.实验现象： $FeCl_3$ 溶液变为红色。

4.注意事项： Fe^{3+}的检验方法：KSCN 法、苯酚法、亚铁氰化钾法。

四、$Ag(NH_3)_2]Cl$ 的制取

1.实验原理： $Ag^++Cl^-=AgCl\downarrow$　$AgCl+2NH_3=[Ag(NH_3)_2]Cl$

2.实验步骤： 向盛有少量 0.1mol/LNaCl 溶液的试管里滴几滴 0.1mol/L$AgNO_3$ 溶液，产生难溶于水白色的 AgCl 沉淀，再滴入 1mol/L 氨水，振荡，观察实验现象。



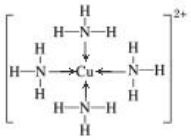
3.实验现象： 白色的 AgCl 沉淀，再滴入 1mol/L 氨水后沉淀消失，得到澄清的无色溶液。

4.注意事项： AgCl 沉淀溶于氨水，发生 $AgCl+2NH_3=[Ag(NH_3)_2]Cl$ 反应生成 $[Ag(NH_3)_2]Cl$ 溶液

【理·考点精要】

1．深蓝色透明溶液及深蓝色晶体中，深蓝色都是因为存在配离子 $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$

2．$[Cu(NH_3)_4](OH)_2$ 在溶液中能完全电离而呈强碱性。

3．$[Cu(NH_3)_4](OH)_2$ 中，配离子是 $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$，中心离子是 Cu^{2+} ，NH_3 是配体，配位数是 4；OH^- 是外界。NH_3 中的 N 原子是配位原子，提供孤电子对。$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ 中含有 $H_3N\rightarrow Cu^{2+}$ 配位键，其组成可表示  。

4．$[Ag(NH_3)_2]Cl$ 中，配离子是 $[Ag(NH_3)_2]^+$，中心离子是 Ag^+，NH_3 是配体，配位数是 2，Cl^- 是外界。

5．配合物 $Fe(SCN)_3$ 中，中心离子是 Fe^{3+}，配体是 SCN^-，本配位数是 3。SCN^- 能够以不同的配位数通过配位键与 Fe^{3+} 结合生成 $[Fe(SCN)_n]^{3-n}$(n=1~6)而呈红色，n 不同，配位离子颜色的深浅也略有不同。

6．配合物的组成

(1)配合物中必含有中心离子(原子)和一定数目的配位体。中心离子(原子)一般是金属离子(或原子)，大部分是过渡金属元素的离子(或原子)。

(2)配位体是含有孤电子对的分子或离子，当配位体与中心离子(原子)形成配离子或配合物时，配位原子提供孤电子对与有空轨道的中心离子(原子)形成配位键。

(3)配位原子主要是元素周期表中第ⅤA 族、第ⅥA 族、第ⅦA 族元素的原子。

7．配合物的形成对物质性质的影响

(1)溶解性的影响：一些难溶于水的金属氯化物、溴化物、碘化物、氰化物，可以依次溶于含过量 Cl^-、Br^-、I^-、CN^- 和氨的溶液中，形成可溶性的配合物。

(2)颜色的改变：当简单离子形成配离子时，颜色常发生变化，根据颜色的变化可以判断是否有配离子生成。如 Fe^{3+} 与 SCN^- 在溶液中可生成配位数为 1～6 的配离子，这种配离子的颜色是血红色的，反应的离子方程式如下：$Fe^{3+}+n SCN^- \rightleftharpoons [Fe(SCN)_n]^{3-n}(n=1\sim 6)$。

(3)稳定性增强：配合物具有一定的稳定性，配合物中的配位键越强，配合物越稳定。当作为中心原子的金属离子相同时，配合物的稳定性与配体的性质有关。如血红素中的 Fe^{2+} 与 CO 分子形成的配位键比 Fe^{2+} 与 O_2 分子形成的配位键强，因此血红素中的 Fe^{2+} 与 CO 分子结合后，就很难再与 O_2 分子结合，使血红蛋白失去输送 O_2 的功能，从而导致人体 CO 中毒。